ENSINO MÉDIO • PRÉ-VESTIBULAR

QUÍ

QUÍMICA

1

Poliedro
Sistema de Ensino

Poliedro
Sistema de Ensino

COLEÇÃO PV
Copyright © Poliedro Sistema de Ensino Ltda., 2026. Todos os direitos de edição reservados ao Poliedro Sistema de Ensino Ltda. Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal, Lei nº 9.610, de 19 de fevereiro de 1998.
ISBN 978-65-276-0420-4

Presidente: Nicolau Arbex Sarkis

Autoria: Guilherme Aulicino Bastos Jorge e Thiago Bernini Gaspar

Edição de conteúdo: Juliana Grassmann dos Santos, Ana Luiza Arêas Matos Alves e Giovana Pasqualini da Silva

Edição de arte: Christine Getschko, Jaime Xavier, Bruna Hashijumie Fava, Flávio Gomes Duarte, Gisele Paranhos e Keila Cristina Grandis

Design: Adilson Casarotti e Marina Rebelatto

Licenciamento e multimídia: Leticia Palaria, Catherine Abud Scotton, Danielle Navarro Fernandes, Fabiana Nogueira, Kauan Henrique Ledo, Suellem Silva Machado e Vitor Hugo Medeiros

Revisão: Renata Ultramari, Amanda Pavani, Ana Luísa Ruggieri, Camila Coutinho, Danielle Costa, Diego Carrera Guimil, Ellen Barros e Eric Luzzi

Crédito de capa: Corona Borealis Studio/Shutterstock.com

O **Poliedro Sistema de Ensino Ltda.** pesquisou, junto às fontes apropriadas, a existência de eventuais detentores dos direitos de todos os textos e de todas as imagens presentes nesta obra didática. Em caso de omissão, involuntária, de quaisquer créditos, colocamo-nos à disposição para avaliação e consequentes correção e inserção nas futuras edições, estando, ainda, reservados os direitos referidos no Art. 28 da Lei nº 9.610/98.

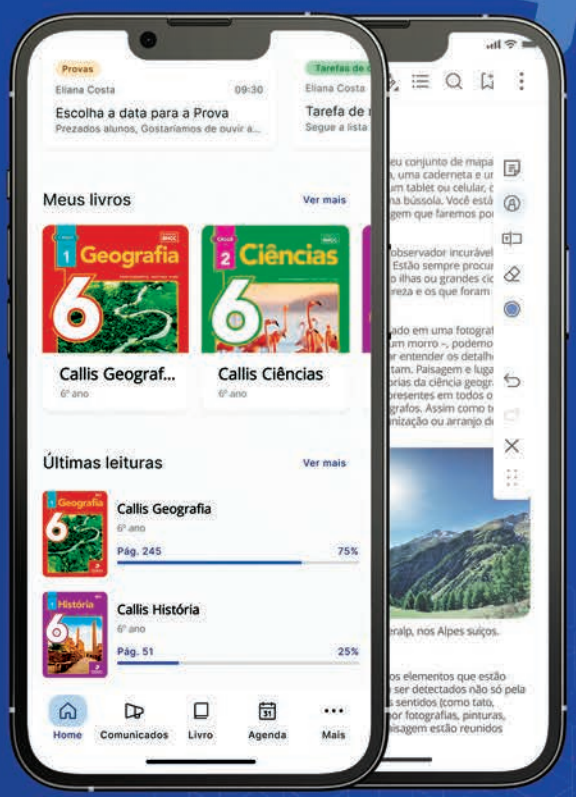
Poliedro Sistema de Ensino
T. 12 3924-1616
sistemapoliedro.com.br

Você conhece o P+?

Neste ambiente, você pode acessar o **Livro Digital** e aproveitar diversos recursos, como: criação de anotações, consulta de resoluções, menu de acessibilidade, entre outros.

Além disso, explore vídeos, tarefas, trilhas de aprendizagem, avaliações, redações e muito mais.

Experimente o P+ e potencialize sua jornada de aprendizado!



*As imagens dos livros são ilustrativas.

Aponte a câmera do seu celular para a imagem e baixe o nosso app ou acesse: **pmais.p4ed.com**

Google Play

App Store

Sumário

Frente 1

1 O átomo 5

Evolução do modelo atômico, **6**
O modelo atômico atual, **13**
Distribuição eletrônica, **19**
Revisando, **23**
Exercícios propostos, **24**
Texto complementar, **31**
Quer saber mais?, **31**
Exercícios complementares, **32**
BNCC em foco, **42**

2 Tabela periódica 43

O desenvolvimento da tabela periódica, **44**
Classificação periódica atual, **46**
Propriedades periódicas, **51**
Revisando, **55**
Exercícios propostos, **56**
Texto complementar, **60**
Quer saber mais?, **63**
Exercícios complementares, **63**
BNCC em foco, **70**

3 Ligações químicas 71

A regra do octeto, **72**
Ligação iônica ou eletrovalente, **72**
Ligação covalente, **75**
Ligação metálica, **77**
Teoria da ligação de valência, **78**
Geometria molecular, **82**
Polaridade das ligações, **85**
Polaridade das moléculas, **86**
Forças intermoleculares, **88**
Revisando, **91**
Exercícios propostos, **93**
Textos complementares, **109**
Quer saber mais?, **110**
Exercícios complementares, **111**
BNCC em foco, **132**

Frente 2

1 Estados físicos e suas mudanças 133

Estados físicos, **134**
Substância pura *versus* mistura, **136**
Densidade, **138**
Sistemas homogêneos *versus* heterogêneos, **139**
Teoria atômica de Dalton, **140**
Alotropia, **141**
Análise imediata, **142**
Revisando, **146**
Exercícios propostos, **147**
Texto complementar, **156**
Quer saber mais?, **157**
Exercícios complementares, **157**
BNCC em foco, **169**

2 Determinação de fórmulas 170

Introdução, **171**
Comparação entre as fórmulas, **171**
Conversão entre as fórmulas, **171**
Revisando, **174**
Exercícios propostos, **175**
Texto complementar, **177**
Quer saber mais?, **178**
Exercícios complementares, **178**
BNCC em foco, **181**

3 Cálculo estequiométrico 182

Leis das reações, **183**
Cálculo estequiométrico, **185**
Casos especiais, **186**
Revisando, **189**
Exercícios propostos, **190**
Texto complementar, **201**
Quer saber mais?, **201**
Exercícios complementares, **201**
BNCC em foco, **215**

Frente 3

1 Teoria atômico-molecular 216

Introdução, **217**
Unidade de massa atômica, **217**
Massa atômica (MA), **217**
Massa molecular (MM), **218**
Massa molar (M), **219**
Número de mols (n), **221**
Revisando, **223**
Exercícios propostos, **224**
Texto complementar, **230**
Quer saber mais?, **231**
Exercícios complementares, **231**
BNCC em foco, **237**

2 Gases 238

Introdução, **239**
Gases reais e gases ideais, **240**
Variáveis de estado, **240**
Transformações gasosas, **246**
Equação de estado, **250**
Misturas gasosas, **253**
Densidade dos gases, **256**
Lei de efusão e difusão de Graham, **257**
Revisando, **259**
Exercícios propostos, **261**
Texto complementar, **273**
Quer saber mais?, **277**
Exercícios complementares, **277**
BNCC em foco, **290**

3 Termoquímica 291

Introdução, **292**
Entalpia (H), **292**
Equações termoquímicas, **293**
Fatores que alteram o ΔH, **294**
Lei de Hess, **297**
Entalpia de formação, **299**
Energia de ligação (E.L.), **302**
Revisando, **304**
Exercícios propostos, **306**
Texto complementar, **321**
Quer saber mais?, **323**
Exercícios complementares, **323**
BNCC em foco, **340**

Gabarito 341

Acesse também o gabarito no livro digital, na Plataforma Poliedro.

Allard1/iStockphoto.com

Atomium, monumento de 102 m de altura, construído em 1958, que representa uma célula unitária de um cristal de ferro ampliada 165 bilhões de vezes. Está localizado em Bruxelas, capital da Bélgica.

FRENTE 1

CAPÍTULO

1

O átomo

Tudo que nos rodeia é composto de átomos: seu livro, sua mesa, os carros, as plantas e até mesmo você. Os átomos são os componentes fundamentais de quase todos os fenômenos existentes na Terra, ou seja, se soubermos as propriedades dos átomos, podemos explicar esses fenômenos. Para que fosse possível entender o mundo como o entendemos hoje, diversos cientistas propuseram uma série de modelos atômicos que explicavam, e explicam, como os átomos se comportam.

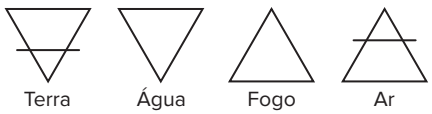
Evolução do modelo atômico

A dúvida sobre a constituição da matéria existe desde os primórdios da humanidade.

Foi na Grécia antiga, por volta de 478 a.C., que surgiram as primeiras ideias sobre os átomos. Leucipo e seu discípulo Demócrito, dois filósofos gregos das regiões de Mileto e Abdera, respectivamente, acreditavam que, se pegássemos um corpo qualquer e o dividíssemos sucessivamente, haveria um momento em que essa divisão não seria mais possível. Nesse momento, teríamos chegado à menor parte da matéria, o **átomo**, que, traduzido do grego, significa **sem divisão** ou **indivisível**.

No entanto, poucos acreditavam que os átomos realmente existissem, pois um dos grandes filósofos da época, Aristóteles, opunha-se a essas ideias e afirmava que Empédocles, com sua teoria dos quatro elementos fundamentais, era quem estava correto.

Por séculos, o ser humano acreditou que tudo o que havia no Universo era formado por esses quatro elementos fundamentais: terra, água, fogo e ar.

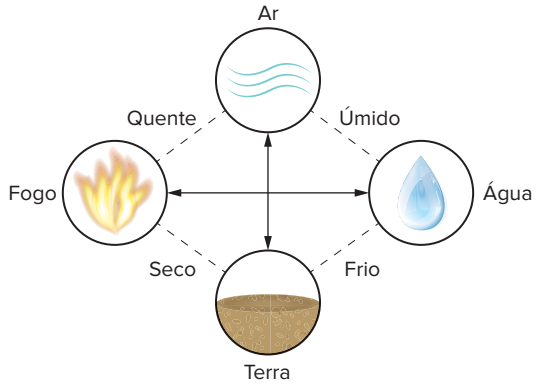


Símbolos que representam os quatro elementos de Empédocles.

Aristóteles ainda aprofundou essa ideia, associando a cada um deles duas características: frio ou quente e seco ou úmido.

Dessa forma, cada um desses elementos poderia se transformar em outro pela adição ou pela remoção da característica que tivessem em comum.

Somente no final do século XVIII, a Química começou a se estabelecer como ciência, a partir das experiências de Antoine Lavoisier e Joseph Louis Proust, relacionando as massas das substâncias participantes das reações químicas, que resultaram na formulação das **leis ponderais** (lei da conservação das massas e lei das proporções definidas).



Os quatro elementos de Empédocles com as características de Aristóteles.

Modelo atômico de Dalton

Em 1808, o cientista inglês John Dalton, na tentativa de explicar teoricamente os fatos e as evidências experimentais observadas nas leis ponderais, retoma a ideia de Demócrito e propõe a primeira **teoria atômica** (agora com embasamento científico, pois era fundamentada em resultados obtidos por Lavoisier e Proust) para explicar a composição da matéria.

Dalton trabalhou na elaboração de representações físicas para o átomo, utilizando pequenas esferas de mesmo diâmetro com inscrições internas para representar cada elemento químico conhecido na época.

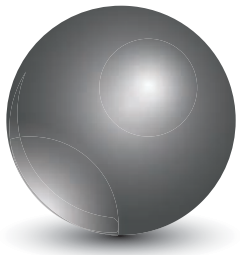
A teoria atômica de Dalton se baseava nos seguintes princípios:

- Toda matéria é formada por minúsculas partículas maciças e indivisíveis, denominadas átomos.
- Os átomos não podem ser criados ou destruídos.
- Em uma reação química, ocorre apenas a reorganização, a separação ou a combinação dessas partículas, e, nas substâncias, elas estão unidas por forças de atração mútua.
- Os átomos de determinado elemento químico são caracterizados por sua massa.
- Os átomos de um mesmo elemento químico apresentam propriedades iguais, e os átomos de elementos químicos diferentes apresentam propriedades diferentes.

Representação de Dalton para os átomos de diferentes elementos químicos.

Dessa forma, Dalton esclareceu como, em dado composto químico, os átomos estão presentes na mesma proporção, explicando por que em uma reação química os reagentes sempre se comportam segundo uma razão de massas constantes (lei das proporções definidas). O cientista também definiu as reações químicas como uma forma de alterar o modo de agrupamento dos átomos, sem criá-los ou destruí-los. Assim, pode-se explicar a **lei da conservação das massas**.

Seu modelo atômico, por suas características, ficou conhecido por ser associado a uma "bola de bilhar".



Representação do modelo atômico de Dalton.

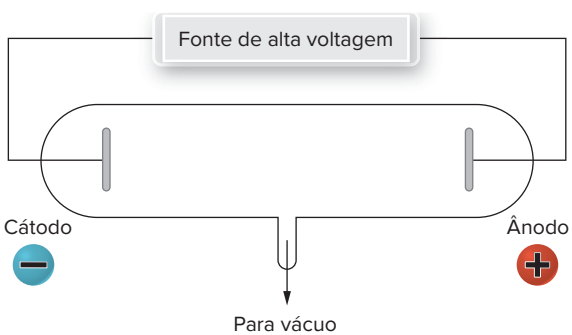
Modelo atômico de Thomson

O modelo atômico de Dalton foi muito importante, pois, pela primeira vez na Química, foi possível explicar um comportamento macroscópico em termos de natureza submicroscópica. Entretanto, esse modelo não era capaz de esclarecer a natureza elétrica da matéria, conhecida desde a época do filósofo grego Tales de Mileto, que descobriu que o âmbar (em grego antigo, *elektron*), uma resina vegetal, adquiria carga elétrica quando em atrito com tecidos, como lã de carneiro ou seda.

Em 1898, Joseph John Thomson propôs um novo modelo atômico. Suas conclusões basearam-se em experimentos que outros cientistas realizaram alguns anos antes.

Na década de 1850, o cientista inglês William Crookes, com a finalidade de estudar a condução de corrente elétrica em gases a baixas pressões, desenvolveu um dispositivo chamado inicialmente tubo de Crookes e, mais tarde, tubo de raios catódicos.

Crookes adaptou um eletrodo metálico em cada uma das duas extremidades de uma ampola (tubo) de vidro. No interior dessa ampola, foi colocada uma substância gasosa a uma baixa pressão (aproximadamente 0,01 atm) e dois eletrodos ligados em uma fonte de corrente elétrica de alta voltagem (cerca de 10000 volts).

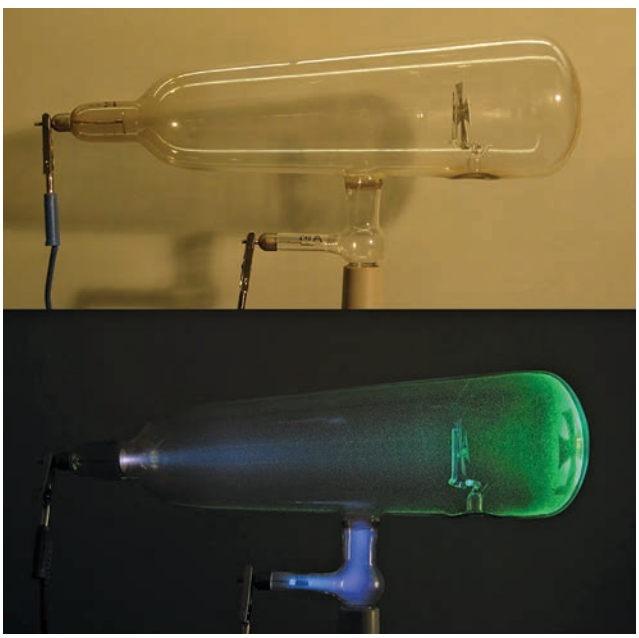


Representação esquemática do tubo de Crookes.

Acervo Museológico dos Laboratórios de Ensino de Física/ Universidade Federal do Rio Grande do Sul

Tubo de Crookes.

Quando a diferença de potencial (ddp) era aplicada ao sistema, observava-se a formação de um feixe luminoso que partia do cátodo (eletrodo negativo) e atravessava o tubo em direção ao ânodo (eletrodo positivo), como indicado na imagem a seguir.

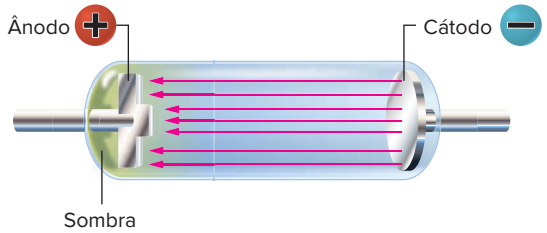


D-Kuru (CC BY-SA 3.0 AT)/Wikimedia Commons

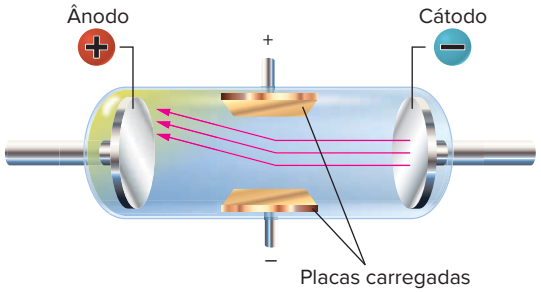
Raios catódicos.

Esse feixe luminoso ficou conhecido posteriormente como raios catódicos e, com algumas alterações na ampola, apresentou as seguintes propriedades:

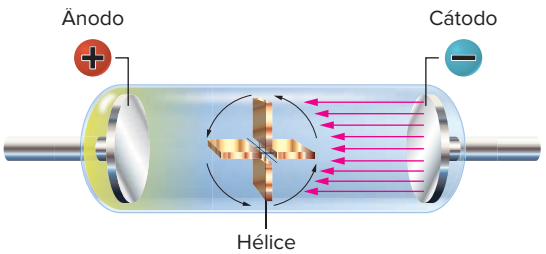
- Natureza retilínea (caminha em linha reta), pois projeta na parede oposta da ampola a sombra de qualquer anteparo colocado em sua trajetória.
- Apresenta carga negativa, pois, quando submetido a um campo elétrico uniforme, sofre desvio em direção ao polo positivo.
- Apresenta massa (é corpuscular), pois consegue mover uma pequena hélice (ou moinho) dentro da ampola.



Natureza retilínea dos raios catódicos.



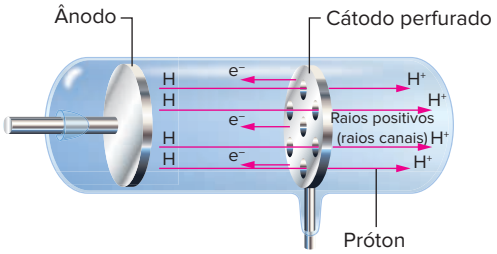
Raios catódicos desviados por placas carregadas.



Raios catódicos movendo uma pequena hélice dentro da ampola.

Em 1886, o físico alemão Eugen Goldstein, em busca da matéria remanescente de carga positiva, modificou a ampola de Crookes, perfurando o cátodo e deslocando-o para o meio do tubo.

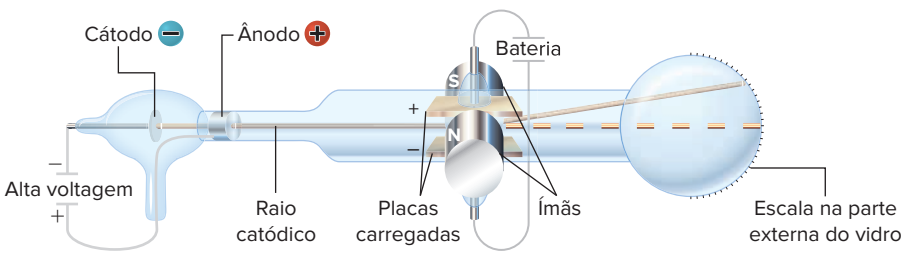
Usando o cátodo perfurado, Goldstein observou que, além dos raios catódicos (que eram negativos), formava-se um feixe luminoso na direção oposta. Ao submeter esse novo feixe a um campo elétrico uniforme, concluiu que possuía carga positiva, pois sofreu desvio em direção ao polo negativo. Esses raios foram denominados raios canais (ou anódicos).



Representação do experimento de Goldstein.

Com a descoberta dos raios canais, a natureza elétrica da matéria e a garantia de sua neutralidade foram confirmadas.

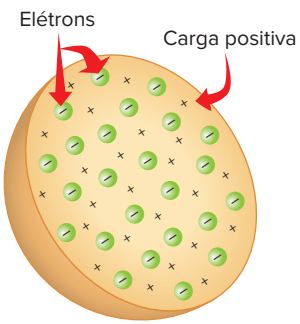
Thomson reuniu todas essas informações e realizou novos experimentos nos quais aplicou campos elétricos e magnéticos aos raios catódicos, utilizando o desvio em relação ao movimento linear para determinar a razão entre a carga e a massa dessas partículas, provando experimentalmente que tais raios eram partículas subatômicas com carga negativa.



Representação do experimento de Thomson para determinação da relação carga-massa do elétron.

Esse experimento foi realizado com cátodos de 20 metais diferentes e vários gases, encontrando, independentemente do metal do eletrodo ou do gás presente no tubo, a mesma relação carga-massa para essas partículas. Tais resultados sugeriram que elas estivessem presentes nos átomos de todos os elementos químicos, representando a descoberta oficial do elétron.

Em 1898, Thomson propôs um novo modelo atômico. De acordo com ele, o átomo seria uma esfera formada por uma massa homogênea de carga positiva com elétrons incrustados.



Representação do modelo atômico de Thomson.

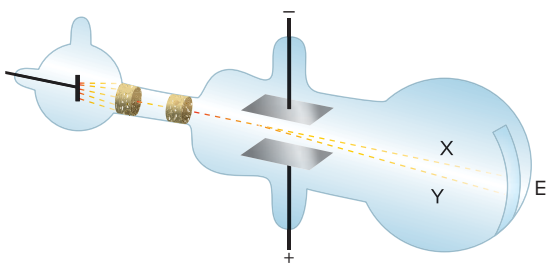
Esse modelo ficou conhecido como “pudim de passas”, comida típica inglesa, em que as passas representariam os elétrons.

O modelo de Thomson explicou algumas propriedades da matéria que o modelo de Dalton não esclarecia, como a natureza elétrica e a divisibilidade do átomo.

Exercício resolvido

1. UFMG No fim do século XIX, Thomson realizou experimentos em tubos de vidro que continham gases a baixas pressões, em que aplicava uma grande diferença de potencial. Isso provocava a emissão de raios catódicos. Esses raios, produzidos num cátodo metálico, deslocavam-se em direção à extremidade do tubo (E).

(Na figura, essa trajetória é representada pela linha tracejada X.)



Nesses experimentos, Thomson observou que:

I. a razão entre a carga e a massa dos raios catódicos era independente da natureza do metal constituinte do cátodo ou do gás existente no tubo; e

II. os raios catódicos, ao passarem entre duas placas carregadas com cargas de sinal contrário, se desviavam na direção da placa positiva.

(Na figura, esse desvio é representado pela linha tracejada Y.)

Considerando-se essas observações, é correto afirmar que os raios catódicos são constituídos de:

a) elétrons.
b) ânions.
c) prótons.
d) cátions.

Resolução:

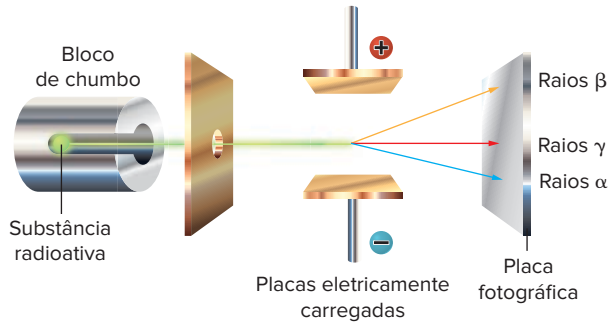
Com base nas afirmações I e II, podemos concluir que os raios catódicos apresentam carga negativa e que a partícula que os constitui independe do cátodo. Portanto, os raios catódicos são constituídos de elétrons.

Resposta: alternativa A.

Modelo atômico de Rutherford

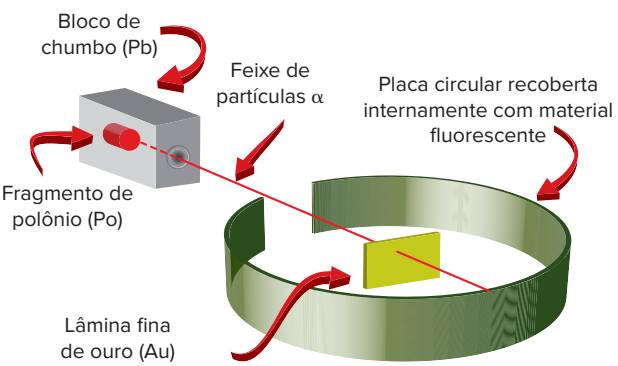
Com a descoberta da radioatividade, em 1896, por Henri Becquerel, vários cientistas realizaram experimentos na tentativa de determinar a natureza dessas radiações.

Em um deles, conduzido pelo físico neozelandês Ernest Rutherford, pode-se determinar que a radiação alfa (α) era formada por partículas positivas que tinham a mesma massa dos átomos de hélio.



Representação do experimento que mostra as três principais emissões radioativas (α, β e γ).

Por volta de 1911, Rutherford decidiu testar o modelo de Thomson e, com seus colaboradores, Hans Geiger e Ernest Marsden, montou um equipamento no qual um feixe de partículas alfa (α) emitidas pelo polônio bombardeavam uma finíssima folha de ouro (cuja espessura era da ordem de 10^{-4} mm), como mostra a representação a seguir.



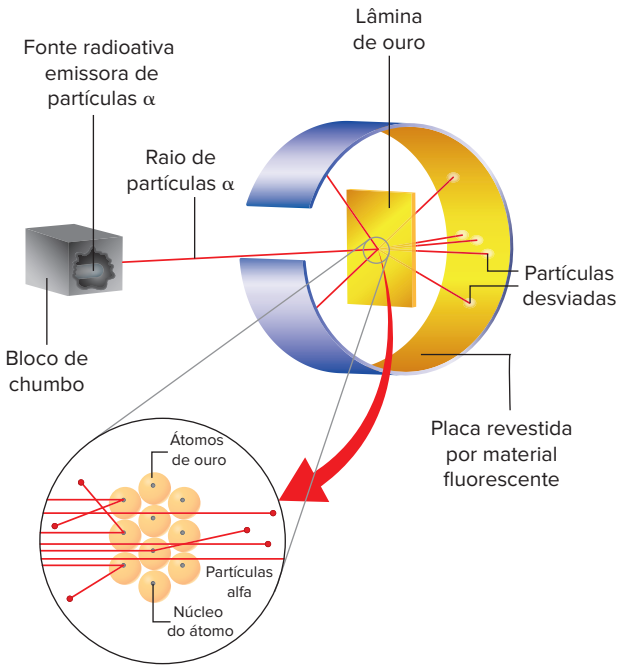
Representação da aparelhagem utilizada no experimento de Rutherford.

Rutherford supôs que, se o modelo de Thomson estivesse correto, todas as partículas α atravessariam a folha sofrendo, no máximo, pequenos desvios.

Embora a maioria das partículas α tenha atravessado a folha de ouro sem sofrer desvios, para surpresa de todos, algumas sofreram desvios com ângulos muito diferentes daqueles previstos. Além disso, outras partículas α quase voltaram à fonte, indicando que algumas delas colidiram com algo muito denso. Mais tarde, Rutherford descreveu esse experimento da seguinte forma: “Era como se você atirasse um projétil de 15 polegadas contra uma folha de papel, e ele voltasse e o atingisse”.

As observações experimentais de Rutherford podem ser divididas em três pontos principais:

- A maioria das partículas α atravessou a folha de ouro sem sofrer desvios.
- Algumas partículas α, ao atravessar a folha de ouro, sofreram grande desvio em sua trajetória inicial.
- Pouquíssimas partículas α não atravessaram a folha de ouro e retrocederam.

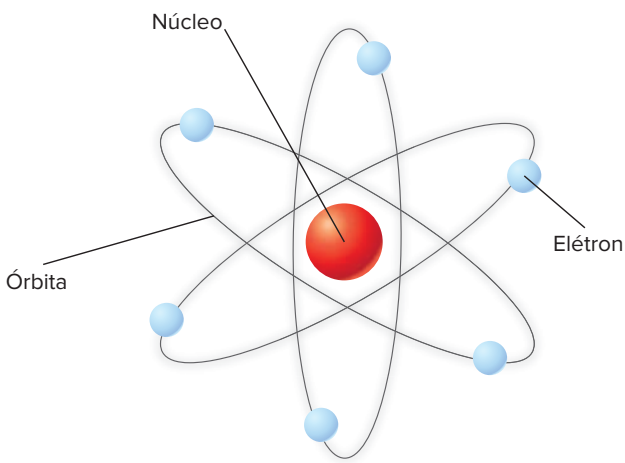


Observações experimentais de Rutherford.

Com base nesses resultados, Rutherford concluiu que:

- O átomo seria um espaço vazio, pois permitiu a passagem da grande maioria de partículas α.
- Existe uma região muito pequena e densa capaz de bloquear a passagem de algumas partículas α.
- Essa região pequena e densa apresenta carga positiva, pois repeliu as partículas α que passaram próximo a ela.

Dessa forma, Rutherford propõe um novo modelo atômico, semelhante a um sistema planetário, conforme mostra a representação a seguir. Segundo ele, o átomo seria formado por um minúsculo núcleo (cerca de 10 mil vezes menor do que o átomo) com carga positiva, que concentraria praticamente toda a massa do átomo, e um grande vazio (chamado eletrosfera), no qual os elétrons se distribuiriam ao redor do núcleo como planetas em torno do Sol. Esse modelo ficou conhecido como modelo planetário ou nucleado.

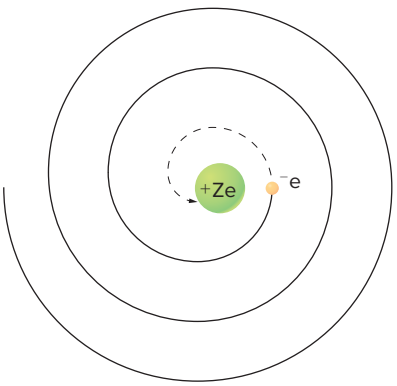


Representação do modelo atômico de Rutherford.

Atenção

É importante observar que o modelo de Rutherford é esférico, e não plano.

Porém, o átomo de Rutherford apresentava uma falha em relação ao elétron. Seu modelo sugeria que os elétrons eram partículas negativas que estariam girando em torno de um núcleo positivo, mas, de acordo com a Mecânica clássica, uma partícula elétrica em movimento deveria emitir ondas eletromagnéticas continuamente. Dessa forma, o elétron perderia energia constantemente, entrando em uma órbita espiral até atingir o núcleo, ou seja, conforme a Mecânica clássica, o átomo de Rutherford seria instável.

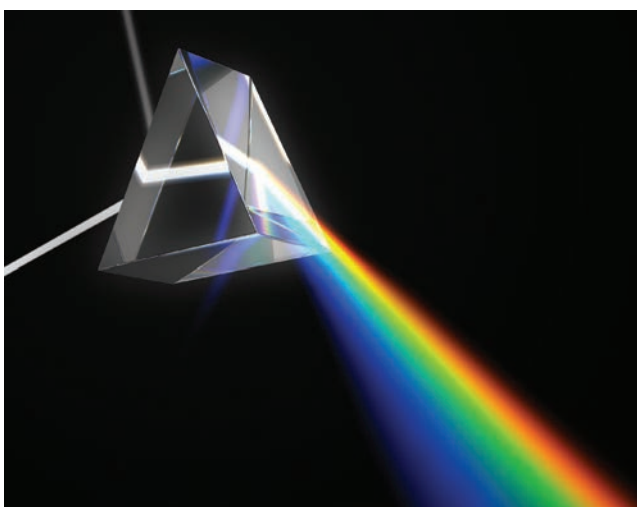


Representação do elétron em órbita espiral até atingir o núcleo.

Modelo atômico de Bohr

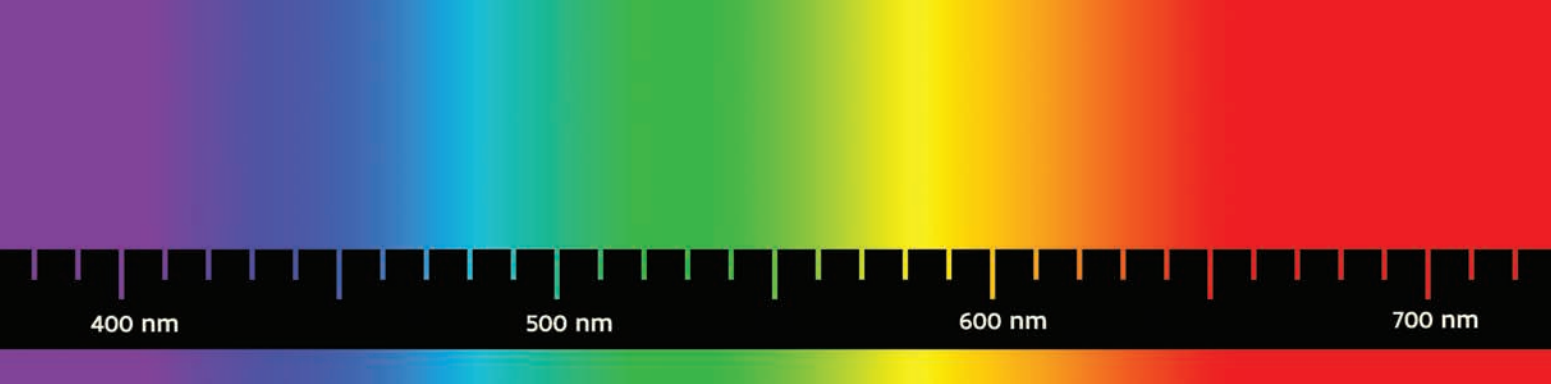
Breve histórico dos experimentos que serviram de base para a teoria de Bohr

No início do século XVII, o cientista inglês Isaac Newton observou que, quando a luz solar (branca) atravessa um prisma, ela é decomposta (ocorre uma dispersão dos componentes da luz), dando origem a um conjunto de cores denominado espectro contínuo, pois as cores vão mudando gradativamente, sem que haja falha de luz entre elas.



© Mopic | Dreamstime.com

Luz branca sofrendo difração ao passar por um prisma.



Belozersky/Shutterstock.com

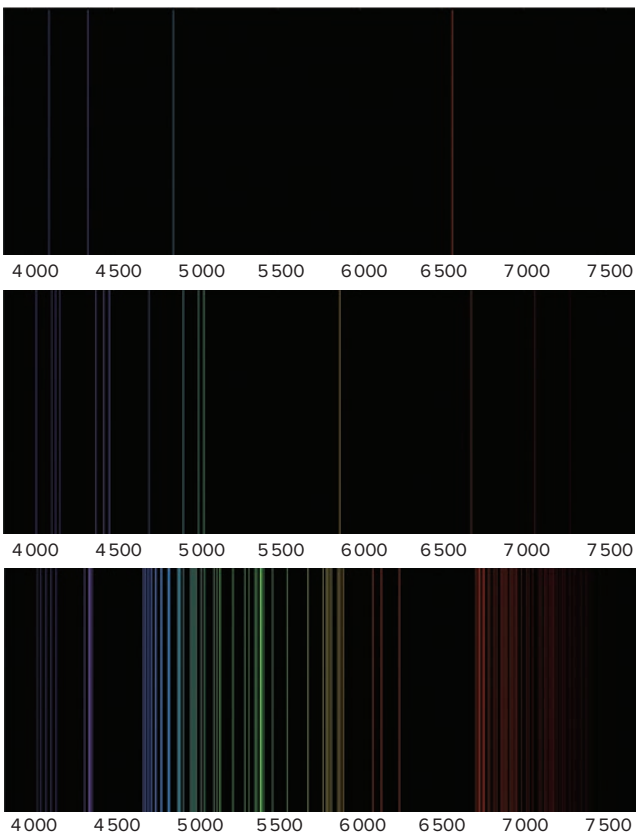
Espectro contínuo observado no experimento da figura anterior.

Por volta de 1855, o cientista alemão Robert Bunsen descobriu que um composto, quando submetido à ação de uma chama, emite luz com cores características para cada elemento químico, conforme ilustrado a seguir.

Science Photo Library/Fotoarena

Luz com cores características emitidas pelos elementos químicos bário, estrôncio, lítio, sódio, cobre e potássio (da esquerda para a direita).

Quando a luz emitida por esse composto passa por um prisma, ela é decomposta em diferentes cores, formando um espectro descontínuo, pois apresenta linhas ou raias finas, separadas uma das outras.



Wolfram Alpha LLC. 2009. Wolfram|Alpha. Avaiable at: https://www.wolframalpha.com/input?i=emission+spectrum+of+hydrogen. Access July 20, 2022.

De cima para baixo, espectros descontínuos do hidrogênio, do hélio e do mercúrio. Comprimentos de onda medidos em angstroms (1 Å = 10^{-10} m).

Por meio desses experimentos, os físicos concluíram que o espectro descontínuo de cada elemento químico servia para identificá-los, pois cada um produzia um espectro característico.

Em 1900, o físico alemão Max Planck, ao estudar a luz emitida pelos corpos aquecidos, afirmou que a energia não é transmitida de forma contínua, mas em pequenos pacotes de energia denominados *quantum*, ou seja, a energia é descontínua.

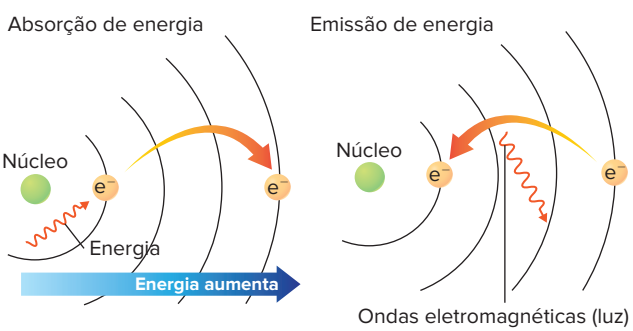
quantum (do latim): quantidade definida; plural: *quanta*.

A proposta de Bohr

Em 1913, o físico dinamarquês Niels Bohr, utilizando os conceitos do modelo de Rutherford, dos espectros descontínuos dos elementos químicos e da teoria quântica de Max Planck, construiu um novo modelo atômico em que relacionou as raias dos espectros descontínuos do gás hidrogênio com as variações de energia dos elétrons contidos nos átomos.

Para a construção desse modelo, Bohr propôs os seguintes postulados:

- O elétron se move em órbitas circulares em torno de um núcleo central.
- O elétron não pode assumir qualquer valor de energia, mas apenas determinados valores correspondentes às diversas órbitas permitidas, denominadas camada eletrônica ou nível de energia.
- Ao percorrer essas órbitas permitidas, o elétron apresenta energia constante. São os chamados estados estacionários.
- Ao saltar de uma órbita estacionária para outra, o elétron emite ou absorve uma quantidade bem definida de energia, chamada *quantum*. Esses saltos entre órbitas foram denominados transições eletrônicas ou saltos quânticos.

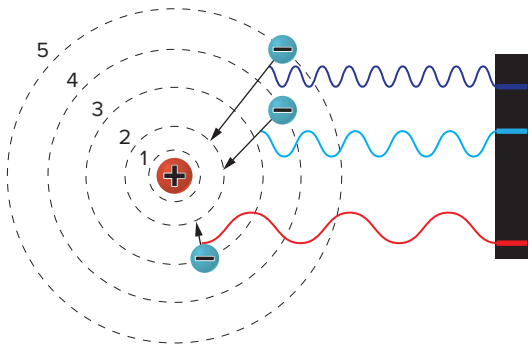


Representação do processo de absorção e emissão de energia pelo elétron.

Ao fornecer energia do exterior, esses saltos se repetem milhões de vezes por segundo, produzindo ondas eletromagnéticas, que nada mais são que uma sucessão de fótons de energia.

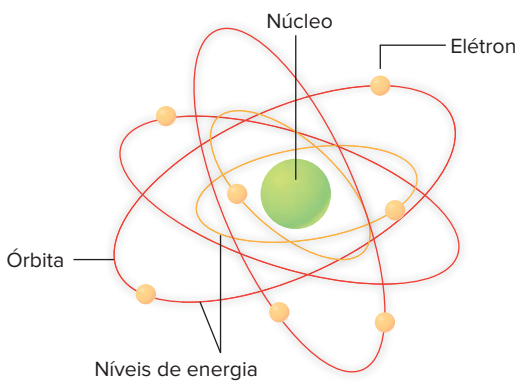
Como os elétrons só podem saltar entre órbitas permitidas, fica fácil entender por que aparecem sempre as mesmas raias de cores bem definidas nos espectros descontínuos.

A imagem a seguir mostra o caso particular do átomo de hidrogênio, com a relação entre os saltos dos elétrons e as respectivas raias do espectro.

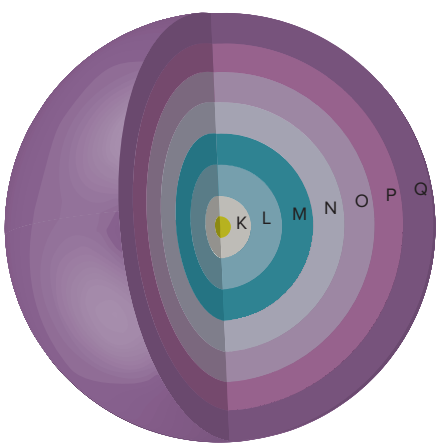


Relação entre os saltos dos elétrons e as respectivas raias do espectro do hidrogênio.

Bohr propôs a existência de sete camadas, ou níveis de energia, no átomo de hidrogênio, para explicar a emissão de radiação eletromagnética por esse elemento químico.



Representação do modelo atômico de Bohr.



Modelo representado em corte, semelhante a uma cebola, para mostrar as várias camadas ou níveis de energia que se sucedem.

Atenção

É importante observar que o modelo de Bohr também é esférico, e não plano.

Seu modelo atômico ficou conhecido como modelo de Rutherford-Bohr, pois preservava as principais características do modelo de Rutherford.

Saiba mais

Iluminando o céu

A pólvora usada nos fogos de artifício é uma mistura contendo um combustível (por exemplo, carvão) e enxofre pulverizados e um agente oxidante, como por exemplo o perclorato de potássio (clorato de potássio(VII), $KC\ell O_4$), ou o nitrato de potássio (KNO_3). Os sais de potássio são mais utilizados do que os sais de sódio por serem menos higroscópicos (não absorvem água durante o armazenamento). Além disso, a luz de cor amarela intensa emitida pelo sódio pode interferir com as demais cores.

Metais ou compostos metálicos são adicionados para produzir luzes coloridas quando da explosão da pólvora:

- uma cor branca intensa é obtida pela queima de magnésio, alumínio ou titânio;
- a cor amarela é obtida pela queima de sais de sódio, geralmente $Na_3A\ell F_6$, que não é higroscópico;
- a cor vermelha é obtida pela queima de sais de estrôncio, por exemplo, $SrCO_3$;
- a cor verde é obtida pela queima de sais de bário, por exemplo, $Ba(NO_3)_2$;
- a cor azul é obtida pela queima de sais de cobre, por exemplo, $CuCO_3$. A cor azul é a mais difícil de ser produzida.

Pode-se observar as mesmas cores na realização, em laboratório, de ensaios de chama nos sais metálicos. A alta temperatura da chama leva os elétrons dos átomos dos metais a níveis de maior energia. As cores resultam de transições eletrônicas que ocorrem em átomos, ou íons, energeticamente excitados. Quando os elétrons retornam para o estado fundamental, os átomos emitem luz de uma determinada frequência.

A técnica experimental denominada espectroscopia de emissão atômica utiliza esses princípios para analisar os elementos químicos presentes em uma amostra. Por exemplo, uma amostra de água de um rio pode ser analisada para detectar a presença de elementos químicos poluidores, ou a composição de um aço pode ser monitorada durante a sua fabricação. O espectro de cada elemento químico é único e característico, pois cada elemento químico possui diferentes espaçamentos entre seus níveis atômicos de energia. A intensidade da luz emitida, para uma dada frequência, pode ser medida e é usada para se determinar a concentração do metal na amostra.

BURROWS, A. et al. *Química³*: introdução à Química inorgânica, orgânica e físico-química. Rio de Janeiro: LTC, 2012. v. 1. p. 82.

Exercícios resolvidos

2. **IFSul-RS 2016** No interior do tubo da lâmpada fluorescente existem átomos de argônio e átomos de mercúrio. Quando a lâmpada está em funcionamento, os átomos de Ar ionizados chocam-se com os átomos de Hg. A cada choque, o átomo de Hg recebe determinada quantidade de energia que faz com que seus elétrons passem de um nível de energia para outro, afastando-se do núcleo. Ao retornar ao seu nível de origem, os elétrons do átomo de Hg emitem grande quantidade de energia na forma de radiação ultravioleta. Esses raios não são visíveis, porém eles excitam os elétrons do átomo de P presentes na lateral do tubo, que absorvem energia e emitem luz visível para o ambiente.

O modelo atômico capaz de explicar o funcionamento da lâmpada fluorescente é:

a) Modelo de Dalton.
b) Modelo de Thomson.
c) Modelo de Rutherford.
d) Modelo de Bohr.

Resolução:

Segundo o modelo proposto pelo cientista Niels Bohr, o elétron, ao absorver uma quantidade bem definida de energia (*quantum*), salta para um nível mais energético (nível mais externo), passando para o estado excitado. Ao perder a energia que ganhou, ele retorna ao estado fundamental, emitindo essa energia em forma de luz (*fóton*), com comprimento de onda específico de cada elemento químico.
Resposta: alternativa D.

3. **Uern** O processo de emissão de luz dos vaga-lumes é denominado bioluminescência, que nada mais é do que uma emissão de luz visível por organismos vivos. Assim como na luminescência, a bioluminescência é resultado de um processo de excitação eletrônica, cuja fonte de excitação provém de uma reação química que ocorre no organismo vivo.

A partir da informação do texto, pode-se concluir que o modelo atômico que representa a luz visível dos vaga-lumes é o:

a) Rutherford.
b) Bohr.
c) Thomson.
d) Heisenberg.

Resolução:

O processo de excitação eletrônica (**salto quântico**) foi proposto pelo cientista Niels Bohr.

Resposta: alternativa B.

Modelo atômico de Sommerfeld

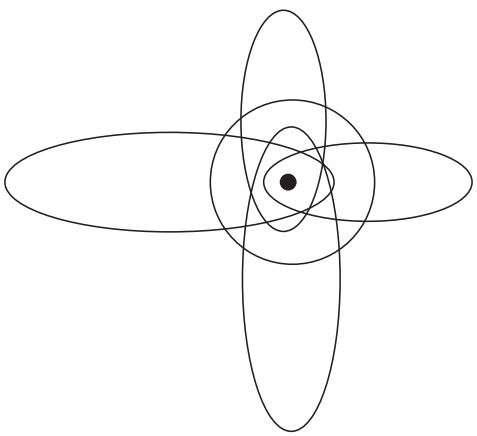
O avanço tecnológico permitiu que, em 1916, o físico alemão Arnold Johannes Wilhelm Sommerfeld, ao estudar os espectros de emissão de átomos mais complexos que o hidrogênio (átomos com maior quantidade de elétrons) com um espectroscópio de maior resolução, descobrisse a chamada estrutura fina dos espectros de emissão.

Estrutura fina de um espectro.

Sommerfeld, para explicar essa multiplicidade das raias espectrais, supôs, então, que os níveis de energia estariam divididos em regiões menores, chamadas por ele de subníveis de energia. O físico propôs que cada nível (n) de energia seria formado por uma órbita circular e n − 1 órbitas elípticas de diferentes excentricidades.

O quadro a seguir demonstra a divisão dos níveis (camadas) em subníveis para as quatro primeiras camadas de um átomo.

Primeira camada (nível 1)	1 órbita circular
Segunda camada (nível 2)	1 órbita circular e 1 órbita elíptica
Terceira camada (nível 3)	1 órbita circular e 2 órbitas elípticas
Quarta camada (nível 4)	1 órbita circular e 3 órbitas elípticas



Nível 5 formado por uma órbita circular e quatro órbitas elípticas.

O modelo atômico atual

Por volta de 1923, começou a se desenhar o modelo atômico mais aceito atualmente. As novas descobertas se baseiam em princípios da Mecânica quântica, que envolvem equações matemáticas muito avançadas para o Ensino Médio.

O princípio da dualidade partícula-onda

Em 1924, o físico francês Louis de Broglie propôs que, se as ondas de luz podem se comportar como um feixe de partículas, talvez as partículas, como os elétrons em movimento, possam ter propriedades ondulatórias. De acordo com De Broglie, um elétron tem comportamento duplo de partícula e onda.

Utilizando a equação de Einstein ($E = mc^2$) e a equação de Planck ($E = hf$), De Broglie obteve uma equação que associa diretamente um comprimento de onda a uma partícula de massa (m):

$$m = \frac{h}{c\lambda}$$

m → massa
λ → comprimento de onda
h → constante de Planck
c → velocidade da luz

Princípio da incerteza de Heisenberg e o conceito de orbital

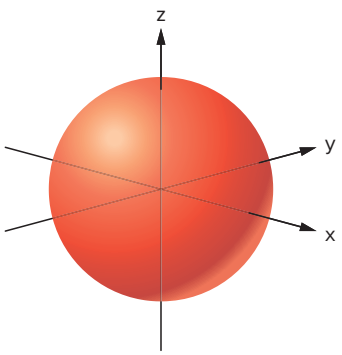
Em 1926, o físico alemão Werner Heisenberg afirmou que: "Não é possível calcular a posição e a velocidade de um elétron num mesmo instante". Isso ocorre porque, ao tentar medir a velocidade ou a posição de um elétron, provoca-se uma perturbação no sistema. O elétron é tão pequeno que, se tentássemos determinar sua posição ou sua velocidade, o próprio instrumento de medição alteraria essas determinações.

Essa dificuldade de se prever a posição exata de um elétron na eletrosfera levou o cientista Erwin Schrödinger, utilizando cálculos matemáticos, a deduzir a equação ondulatória do elétron e, a partir dela, a determinar a região de maior probabilidade de encontrar um elétron. Essa região recebeu o nome de **orbital**.

Na prática, o orbital é representado por uma figura geométrica que contém a região do espaço em que há maior probabilidade de encontrar o elétron.

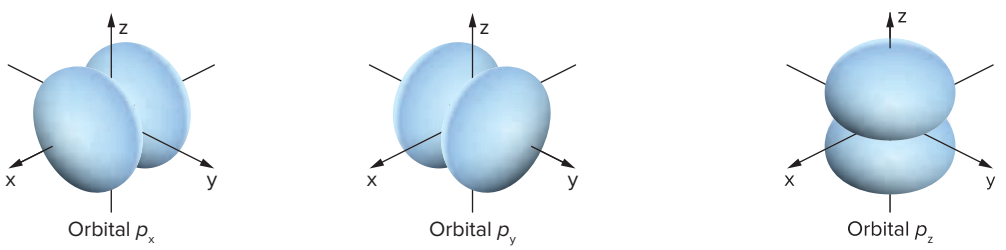
Se marcarmos cada ponto (calculado matematicamente) de uma região tridimensional em que haja grande probabilidade de encontrar um elétron de determinado subnível, acabaremos traçando a forma geométrica do orbital desse elétron.

O orbital *s* apresenta forma esférica, conforme mostra a representação a seguir.



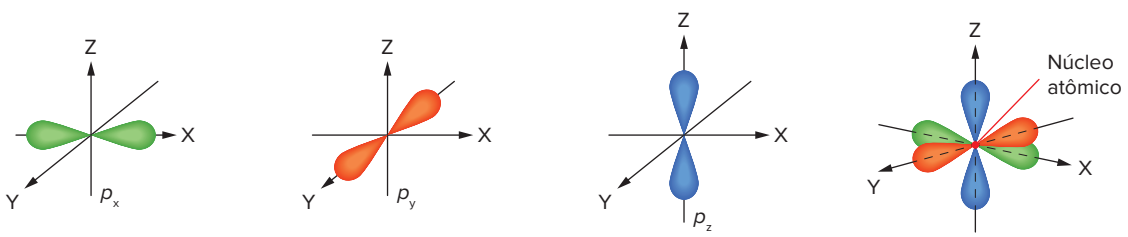
Representação do orbital *s*, cujo raio depende do subnível em que se encontra o elétron.

Os orbitais *p* (são 3 em cada subnível) apresentam forma geométrica de duas esferas achatadas até o ponto de contato (núcleo), e cada um desses orbitais está orientado segundo um dos eixos de um espaço tridimensional (*x*, *y* ou *z*), como mostram as representações a seguir.



Representação da forma geométrica dos orbitais *p*.

É bastante comum encontrarmos os orbitais *p* retratados de maneira diferente. Muitos livros costumam representá-los no formato chamado halteres, por permitir o desenho da interpolação com outro orbital mais facilmente.



Representação dos orbitais *p* no formato de halteres.

Existem outros orbitais, porém eles não serão apresentados neste momento.

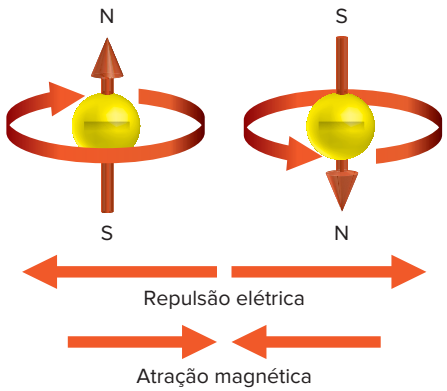
Atenção

O orbital é uma região espacial que não é delimitada por uma fronteira física.

O princípio da exclusão de Pauli

Em 1925, Wolfgang Pauli, físico austríaco, estabeleceu que dois elétrons pertencentes ao mesmo átomo não podem ter as mesmas características mecânicas e magnéticas. Isso ocorre porque o elétron executa um movimento de rotação em torno de seu próprio eixo, denominado *spin*. Esse movimento produz um campo magnético; dessa forma, dois elétrons somente poderão ocupar o mesmo orbital caso estejam girando em sentidos contrários, pois a repulsão elétrica entre eles será compensada pela atração magnética.

Dessa forma, no modelo atual, cada elétron de um átomo pode ser descrito por quatro características: o nível de energia; o subnível de energia; o orbital que ocupa; e o sentido de rotação sobre o próprio eixo. Cada uma dessas características está associada a um número, sendo esses quatro números chamados de números quânticos.



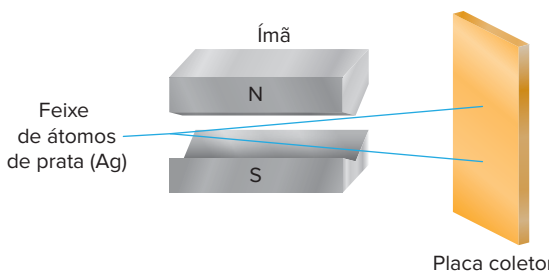
Representação de dois elétrons com *spins* opostos.

Saiba mais

O *spin* do elétron foi primeiro detectado experimentalmente por dois cientistas alemães, Otto Stern e Walter Gerlach, em 1920. Como uma carga elétrica em movimento gera um campo magnético, eles predisseram que um elétron com *spin* deveria se comportar como um pequeno ímã.

Em seu experimento (veja a ilustração), Stern e Gerlach removeram todo o ar de um recipiente e fizeram passar por ele um campo magnético muito pouco uniforme. Eles, então, injetaram um feixe fino de átomos de prata pelo recipiente na direção do detector. [...] Os átomos de prata têm 46 elétrons emparelhados e um elétron desemparelhado, o que faz com que o átomo comporte-se como um elétron desemparelhado que se desloca sobre uma plataforma pesada, o resto do átomo.

Se o elétron tem *spin* e se comporta como uma bola que gira, deveria comportar-se como um ímã que poderia adotar qualquer orientação em relação ao campo magnético aplicado. Neste caso, uma faixa larga de átomos de prata deveria aparecer no detector, porque o campo atrairia os átomos de prata diferentemente, de acordo com a orientação do *spin*. Foi exatamente o que Stern e Gerlach observaram quando fizeram o experimento pela primeira vez. [...]



Representação esquemática do aparelho utilizado por Stern e Gerlach. No experimento, um feixe de átomos divide-se em dois ao passar entre os polos de um ímã. Os átomos de um feixe apresentam um elétron desemparelhado na orientação ↑, e os do outro, na orientação ↓.

[...] Quando Stern e Gerlach refizeram o experimento, eles usaram um feixe de átomos muito menos denso, reduzindo assim o número de colisões entre os átomos. Nessas condições, eles viram duas bandas estreitas. Uma banda era formada pelos átomos que passavam pelo campo magnético com uma orientação de *spin* e a outra, pelos átomos de *spin* contrário. As duas bandas estreitas confirmaram que um elétron tem *spin* e também que ele pode adotar somente duas orientações. [...]

ATKINS, P.; JONES, L. *Princípios de Química*: questionando a vida moderna e o meio ambiente. Tradução de Ricardo Bicca de Alencastro. 5. ed. São Paulo: Bookman, 2012. p. 31.

A descoberta do nêutron

Em 1932, o físico inglês James Chadwick realizou um experimento em que átomos do elemento químico berílio eram bombardeados por um feixe de partículas α. Com isso, um tipo de radiação diferente foi detectada. Após vários cálculos, ele verificou que os átomos de berílio, ao serem bombardeados com partículas α, emitiam partículas sem carga elétrica e de massa praticamente igual à dos prótons. O próprio Chadwick denominou essas partículas de nêutrons.

Principais características dos átomos

Com a descoberta do nêutron, a estrutura geral de um átomo pode ser apresentada da seguinte forma:

- O átomo é dividido em duas regiões: núcleo e eletrosfera.
- O núcleo dos átomos é composto de prótons e nêutrons; os primeiros apresentam carga positiva, e os segundos são partículas neutras.
- A eletrosfera é composta de elétrons, partículas subatômicas de carga negativa e massa desprezível.

Átomo
- Núcleo
  - Prótons
  - Nêutrons
- Eletrosfera
  - Elétrons

Cada uma dessas partículas apresenta características quanto a suas massas e cargas. Observe os valores relativos no quadro a seguir.

Partícula fundamental	Carga relativa	Massa relativa
Próton	+1	1
Nêutron	0	1
Elétron	−1	$\frac{1}{1\,836}$

Cargas e massas relativas das partículas subatômicas.

Dessa forma, cada próton neutraliza a carga de um elétron, o que garante a neutralidade elétrica do átomo. Os nêutrons não apresentam carga, mas têm a importante função de diminuir a repulsão eletrostática entre os prótons; por isso, dão estabilidade ao núcleo, mantendo sua integridade.

Número atômico (Z)

Em 1913, o inglês Henry Moseley percebeu, em seus experimentos com raios X, que a energia desses raios emitidos por diferentes elementos químicos era proporcional a um número inteiro associado a cada tipo de núcleo. Esse valor foi denominado **número atômico** e representado pela letra Z.

Posteriormente, com a descoberta oficial do próton em 1920, ficou claro que o número atômico correspondia ao número de prótons no núcleo.

O número atômico (Z) indica o número de prótons presentes no núcleo de cada átomo.

Como várias propriedades químicas do átomo dependem desse número, ele é considerado sua identidade química.

Número de massa (A)

Além do número atômico, outra informação importante é o número de massa (A), que diz respeito à quantidade de prótons e nêutrons presentes no núcleo.

Praticamente toda a massa de um átomo se concentra no núcleo, e a massa de um próton é quase igual à massa de um nêutron; portanto, define-se número de massa (A) de um elemento químico como a soma de prótons e nêutrons presentes no núcleo do átomo.

$$A = Z + n$$

Número de massa (A) é a soma do número de prótons (Z) e de nêutrons (n) de determinado átomo.

Átomos e íons

Um átomo é um sistema eletricamente neutro, pois o próton e o elétron têm cargas de mesma intensidade, mas de sinais contrários. Portanto, em um átomo, a quantidade de elétrons presentes na eletrosfera é igual à quantidade de prótons presentes no núcleo.

Em um átomo, o número de prótons (Z) é igual ao número de elétrons (e^-).

Os átomos podem deixar de ser eletricamente neutros ao ganhar ou ao perder elétrons, tornando-se íons. Íons positivos são chamados de cátions, e íons negativos são os ânions.

As duas situações possíveis são:

- **Cátion** (íon com carga positiva): ocorre quando um átomo **perde** elétrons e com isso passa a ter uma quantidade de prótons maior do que a de elétrons.
- **Ânion** (íon com carga negativa): ocorre quando um átomo **recebe** elétrons e com isso passa a ter uma quantidade de elétrons maior do que a de prótons.

Elemento químico

Elemento químico é o conjunto de átomos que apresenta mesmo número atômico (número de prótons). Cada elemento químico é representado por um símbolo escolhido a partir da primeira letra maiúscula de seu nome. Para evitar duplicidade, quando os nomes de dois ou mais elementos químicos começam com a mesma letra, utiliza-se também a segunda letra dos nomes, sempre minúscula.

O quadro a seguir apresenta alguns elementos químicos com seus respectivos símbolos e a origem de seus nomes.

Nome do elemento químico	Símbolo do elemento químico	Origem do símbolo
Ouro	Au	Do latim ***au**rum*
Prata	Ag	Do latim ***ar**gentum*
Carbono	C	Do latim ***c**arbo*
Cálcio	Ca	Do latim ***ca**lx*
Flúor	F	Do latim ***fl**uo*
Ferro	Fe	Do latim ***fe**rrum*
Hidrogênio	H	Do grego ***h**ydror*
Hélio	He	Do grego ***he**lius*
Nitrogênio	N	Do grego ***n**itron*
Sódio	Na	Do latim ***na**trium*
Nobélio	No	Alfred **No**bel
Fósforo	P	Do latim ***p**hosphoros*
Chumbo	Pb	Do latim ***p**lum**b**um*

Exemplos de elementos químicos e seus símbolos.

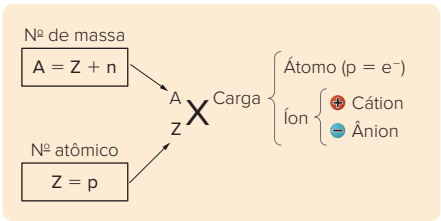
A International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC) recomenda que, para o ensino da Química, o átomo de um elemento químico X, de número atômico Z, número de massa A e carga Q seja representado como:

$${}^{A}_{Z}X^{Q\pm}$$

Ou, eventualmente, para átomos neutros:

$$_{Z}X^{A}$$

Resumindo:



Atenção

A carga Q também segue um padrão de representação sugerido pela IUPAC. O valor da carga deve ser indicado por −, +, 2−, 2+, 3−, 3+, e assim por diante.

Exercício resolvido

4. Determine o número de prótons, nêutrons e elétrons para cada item abaixo.

a) $^{40}_{18}Ar$.

b) $^{27}_{13}A\ell^{3+}$.

c) $^{35}_{17}C\ell^{-}$.

Resolução:

a) Podemos observar que o elemento químico argônio (Ar) não apresenta carga (neutro). Portanto, o número de elétrons (carga negativa) é igual ao número de prótons (carga positiva). Como o argônio apresenta número atômico 18, são 18 prótons e, consequentemente, 18 elétrons. Para determinar o número de nêutrons, basta subtrair o número de prótons (Z) do número de massa (A): 40 − 18 = 22 nêutrons.

$$^{40}_{18}Ar \begin{cases} p = 18 \\ n = 22 \\ e^{-} = 18 \end{cases}$$

b) Podemos observar que o elemento químico alumínio está na forma de cátion (íon positivo), pois apresenta 3 cargas positivas (cátion trivalente). A carga positiva indica que a espécie perdeu elétrons. Retirando 3 elétrons dos originais (13), a espécie fica com 10 elétrons. Para determinar o número de nêutrons, basta subtrair o número de prótons (Z) do número de massa (A): 27 − 13 = = 14 nêutrons.

$$^{27}_{13}A\ell^{3+} \begin{cases} p = 13 \\ n = 14 \\ e^{-} = 10 \end{cases}$$

c) Podemos observar que o elemento químico cloro está na forma de ânion (íon negativo), pois apresenta uma carga negativa (ânion monovalente). Isso significa que, além dos elétrons originais (17), o cloro ganhou mais uma carga negativa, ficando com 18 elétrons. Para determinar o número de nêutrons, basta subtrair o número de prótons (Z) do número de massa (A): 35 − 17 = 18 nêutrons.

$$^{35}_{17}C\ell^{-} \begin{cases} p = 17 \\ n = 18 \\ e^{-} = 18 \end{cases}$$

Semelhanças atômicas

ISÓTOPOS

Átomos de determinado elemento químico podem apresentar diferentes números de massa. Isso acontece quando átomos com o mesmo número de prótons no núcleo têm quantidades diferentes de nêutrons. Eles são chamados isótopos.

Isótopos são átomos que apresentam mesmo número atômico (Z), mas diferentes números de massa (A).

A isotopia é um fenômeno comum na natureza. Praticamente todos os elementos químicos apresentam isótopos, sejam eles naturais ou artificiais. Os isótopos naturais de um elemento químico são encontrados em uma proporção praticamente constante em nosso planeta, independentemente do tipo de substância ou do método de obtenção. Observe os quadros a seguir, alguns exemplos de isótopos e sua abundância.

Isótopos do carbono	$^{12}_{6}C$	$^{13}_{6}C$	$^{14}_{6}C$
Abundância	98,90%	1,10%	Traços

Isótopos do elemento químico carbono e suas abundâncias.

Isótopos do oxigênio	$^{16}_{8}O$	$^{17}_{8}O$	$^{18}_{8}O$
Abundância	99,76%	0,04%	0,20%

Isótopos do elemento químico oxigênio e suas abundâncias.

Os isótopos não costumam apresentar nome próprio; são identificados pelo nome do elemento químico seguido de seu respectivo número de massa. Por exemplo, os isótopos do carbono são conhecidos como carbono-12, carbono-13 e carbono-14.

Os isótopos do elemento químico hidrogênio são os únicos que apresentam nomes próprios, conforme o quadro seguir.

Isótopos do hidrogênio	$^{1}_{1}H$	$^{2}_{1}H$	$^{3}_{1}H$
Nome	Hidrogênio comum ou Prótio	Deutério (D)	Trítio (T)

Isótopos do elemento químico hidrogênio e seus nomes.

Atenção

Os isótopos de determinado elemento químico apresentam propriedades químicas iguais, porém as propriedades físicas relacionadas à massa podem ser diferentes.

Saiba mais

A água, cuja molécula é representada por H_2O, é formada pelo hidrogênio comum (prótio). Quando a água é formada por deutério, passa a se chamar água pesada, ou água deuterada, e sua fórmula molecular pode ser representada por D_2O ou ^2H_2O. Essa água tem propriedades químicas idênticas às da água comum, mas difere nas propriedades físicas (temperatura de fusão = 3,81 °C; temperatura de ebulição = 101,4 °C; densidade = = 1,1 g/cm^3). Uma consequência de a molécula de D_2O ser significativamente mais pesada que a de H_2O é que um cubo de gelo feito de água pesada (D_2O) afunda ao ser colocado em H_2O líquida.

- **Isóbaros:** são átomos de elementos químicos diferentes que apresentam coincidentemente o mesmo número de massa.

  Isóbaros são átomos que apresentam mesmo número de massa (A) e diferentes números atômicos (Z).

  Veja alguns exemplos:

  $^{40}_{18}Ar$ e $^{40}_{20}Ca$ — Isóbaros

  $^{14}_{6}C$ e $^{14}_{7}N$ — Isóbaros

- **Isótonos:** são átomos de diferentes elementos químicos que apresentam coincidentemente o mesmo número de nêutrons em seus núcleos.

  Isótonos são átomos que apresentam o mesmo número de nêutrons (n), mas diferentes números atômicos (Z) e de massa (A).

  Veja alguns exemplos.

  $^{3}_{1}H$ e $^{4}_{2}He$ — Isótonos

  $^{19}_{9}F$ e $^{18}_{8}O$ — Isótonos

- **Isoeletrônicos:** são átomos e íons que apresentam mesmo número de elétrons.

  Veja alguns exemplos.

  $^{23}_{11}Na^{+}$ e $^{27}_{13}A\ell^{3+}$ — Isoeletrônicos

  $^{35}_{17}C\ell^{-}$ e $^{40}_{18}Ar$ — Isoeletrônicos

Exercícios resolvidos

5. **UFF-RJ** A tabela seguinte fornece o número de prótons e o número de nêutrons existentes no núcleo de vários átomos.

Átomo	Nº de prótons	Nº de nêutrons
a	34	45
b	35	44
c	33	42
d	34	44

Considerando os dados da tabela, o átomo isótopo de *a* e o átomo que tem o mesmo número de massa do átomo *a* são, respectivamente:

a) *d* e *b*.
b) *c* e *d*.
c) *b* e *c*.
d) *b* e *d*.
e) *c* e *b*.

Resolução:

Para que os elementos químicos sejam considerados isótopos, devem apresentar mesmo número atômico (Z) e diferentes números de nêutrons. Podemos observar, na tabela, que os elementos químicos *a* e *d* apresentam o mesmo número de prótons, portanto são isótopos.
Isóbaros são elementos químicos que apresentam mesmo número de massa (A) e diferentes números atômicos (Z). Para determinar o número de massa (A), devemos somar o número de prótons (Z) com o número de nêutrons.
Átomo *a* → 34 prótons + 45 nêutrons = 79;
Átomo *b* → 35 prótons + 44 nêutrons = 79;
Átomo *c* → 33 prótons + 42 nêutrons = 75;
Átomo *d* → 34 prótons + 44 nêutrons = 78.
Portanto, o átomo isótopo de *a* e o átomo que tem o mesmo número de massa do átomo *a* são, respectivamente, *d* e *b*.
Resposta: alternativa A.

6. **UFPR** Considere os conjuntos de espécies químicas a seguir.

A = $\{^{1}_{1}H, ^{2}_{1}H, ^{3}_{1}H\}$

B = $\{^{40}_{20}Ca, ^{40}_{18}Ar\}$

C = $\{^{3}_{2}He, ^{4}_{2}He\}$

D = $\{^{13}_{6}C, ^{13}_{7}N\}$

E = $\{^{3}_{2}He^{+}, ^{3}_{1}H\}$

Com relação aos conjuntos descritos, é correto afirmar:

01 O conjunto **C** contém apenas isótopos do elemento hélio.
02 Os membros de **E** apresentam o mesmo número de elétrons, sendo, portanto, isótopos.
04 O conjunto **A** contém apenas isótopos do elemento hidrogênio.
08 Os membros de **B** são isóbaros.
16 Os membros de **D** apresentam o mesmo número de nêutrons.

Soma:

Resolução:

Afirmativa 01: correta. Apresentam mesmo número atômico (Z) e diferentes números de massa (A).
Afirmativa 02: incorreta. Elementos químicos isótopos são aqueles que apresentam mesmo número atômico (Z) e diferentes números de massa (A).
Afirmativa 04: correta. Apresentam mesmo número atômico (Z) e diferentes números de massa (A).
Afirmativa 08: correta. Apresentam mesmo número de massa (A) e diferentes números atômicos (Z).
Afirmativa 16: incorreta. Eles apresentam, respectivamente, 7 e 6 nêutrons.
Soma: 01 + 04 + 08 = 13

Distribuição eletrônica

Níveis de energia

Bohr, por meio dos estudos dos espectros de emissão, criou um modelo atômico no qual a eletrosfera estaria dividida em sete níveis de energia. A antiga notação, com letras (K, L, M, N, O, P e Q), deu lugar à notação com números naturais, como observamos a seguir.

Camadas	K	L	M	N	O	P	Q
Níveis (n)	1	2	3	4	5	6	7

Correspondências entre camadas e níveis de energia.

O físico e matemático sueco Johannes Robert Rydberg desenvolveu uma fórmula para calcular o número máximo de elétrons teoricamente possível para cada nível de energia.

Número máximo de elétrons $= 2 \cdot n^2$,
em que n é o número do nível.

Dessa forma, conforme mostra a tabela a seguir, o número máximo de elétrons para cada nível de energia seria:

Camadas	K	L	M	N	O	P	Q
Níveis (n)	1	2	3	4	5	6	7
Número máximo de elétrons	2	8	18	32	50	72	98

Número máximo de elétrons teoricamente possível para cada nível de energia.

No entanto, nenhum dos elementos químicos conhecidos até hoje contém elétrons suficientes para completar os níveis 5, 6 e 7. O oganessônio (Og) é o elemento químico de maior número atômico conhecido: 118. E, quando neutro, apresenta 118 elétrons. A tabela a seguir mostra a configuração eletrônica do Og.

Camadas	K	L	M	N	O	P	Q
Níveis (n)	1	2	3	4	5	6	7
Número máximo de elétrons	2	8	18	32	32	18	8

Distribuição eletrônica por níveis do Og.

Subníveis de energia

A proposta de Sommerfeld, físico alemão, após analisar a estrutura fina dos espectros, é que cada nível de energia (n) estaria dividido em *n* subníveis. Observe a relação teórica de níveis e subníveis na tabela a seguir.

Camada	K	L	M	N	O	P	Q
Nível (n)	1	2	3	4	5	6	7
Número de subníveis	1	2	3	4	5	6	7

Relação teórica entre níveis e subníveis.

Todavia, nenhum elemento químico conhecido hoje apresenta número de elétrons suficiente para preencher todos os subníveis mostrados anteriormente. Os elementos químicos que conhecemos (com número atômico de 1 a 118), em seu estado fundamental, apresentam apenas quatro subníveis ocupados por elétrons – representados pelas letras *s*, *p*, *d* e *f*. Observe a seguir a tabela que mostra o número máximo de elétrons para os subníveis *s*, *p*, *d* e *f*.

Subníveis	s	p	d	f
Número máximo de elétrons	2	6	10	14

Número máximo de elétrons por subnível.

Saiba mais

A sequência das letras (*s*, *p*, *d* e *f*) tem uma origem histórica. Os físicos que estudaram os espectros de emissão tentaram correlacionar as linhas espectrais observadas com os estados de energia particulares envolvidos nas transições. Eles notaram que algumas das linhas eram estreitas (do inglês *sharp*); outras eram espalhadas ou difusas (do inglês *difuse*); e outras ainda eram muito fortes e, por esse motivo, foram designadas como linhas principais (do inglês *principal*). Como tal, atribuíram-se a esses estados de energia as letras iniciais de cada adjetivo. Contudo, depois da letra *d* e começando com a letra *f* para fundamental (do inglês *fundamental*), as designações dos subníveis seguem a ordem alfabética.

CHANG, R.; GOLDSBY, K. A. *Química*. Tradução de M. Pinho. 11. ed. São Paulo: Bookman, 2013. p. 298.

Diagrama de Linus Pauling

Um átomo, em seu estado fundamental, apresenta seus elétrons em um estado de menor energia possível. A energia de um elétron está relacionada a suas energias potencial e cinética, determinadas, respectivamente, pelos níveis e pelos subníveis.

Dessa forma, a sequência crescente de energia dos subníveis é:

$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d <$
$< 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d < 7p$

O químico estadunidense Linus Carl Pauling desenvolveu uma representação gráfica (conhecida como diagrama de Linus Pauling), reproduzida a seguir, que facilitou a visualização da ordem crescente de energia dos subníveis.

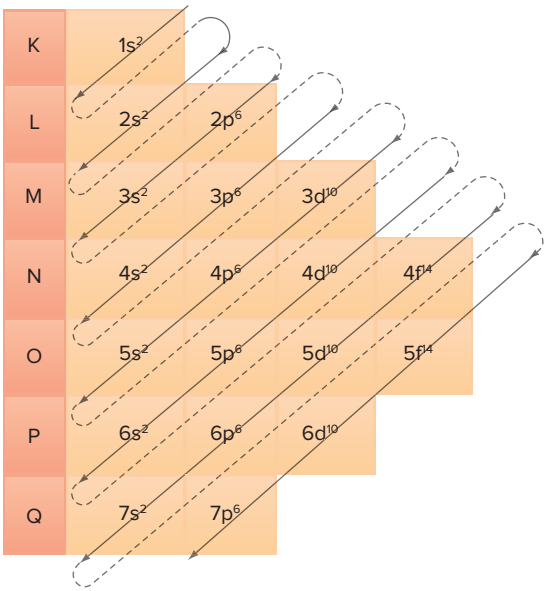


Diagrama de Linus Pauling.

As setas diagonais presentes no diagrama indicam a ordem crescente de energia.

Atenção

Ao realizarmos a distribuição eletrônica utilizando o diagrama de Linus Pauling, a quantidade de elétrons em cada subnível é anotada em seu lado direito superior.

ns^x → Número de elétrons no subnível
→ Subnível
Nível (camada)

Distribuição eletrônica em átomos

Quando os elétrons se distribuem na eletrosfera de um átomo, eles o fazem necessariamente em ordem crescente de energia, ou seja, sempre vão ocupar a região de menor energia disponível (estado fundamental).

EM ORDEM ENERGÉTICA

Com o diagrama de Linus Pauling, a distribuição de elétrons de um átomo pode ser feita aplicando-se o princípio de **Aufbau**, ou princípio da construção, em que basta adicionar elétrons um a um preenchendo os subníveis em ordem crescente de energia, sempre obedecendo às quantidades máximas de elétrons, até chegar ao número desejado.

Observe o exemplo do elemento químico lítio ($_3$Li), que apresenta três prótons no núcleo e, consequentemente, três elétrons na eletrosfera.

$$_3\text{Li: } 1s^2\ 2s^1$$

A distribuição eletrônica em ordem energética termina com os elétrons mais energéticos do átomo em seu estado fundamental. No caso do lítio, o elétron mais energético está localizado no subnível *s* da camada 2 ($2s^1$).

$_3$Li: $1s^2$ $2s^1$ → Subnível mais energético
Energia

Observe o exemplo do elemento químico ferro ($_{26}$Fe), que apresenta 26 prótons no núcleo e, consequentemente, 26 elétrons na eletrosfera.

$$_{26}\text{Fe: } 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$$

No caso do ferro, os elétrons mais energéticos estão localizados no subnível *d* da camada 3 ($3d^6$).

$_{26}$Fe: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$ $3d^6$ → Subnível mais energético
Energia

Atenção

Os elétrons mais energéticos de um átomo são aqueles que ocupam o nível e o subnível de maior energia. Esses elétrons não são necessariamente os mais externos do átomo.

EM ORDEM GEOMÉTRICA

A distribuição eletrônica deve ser realizada sempre em ordem energética, porém, para determinação da camada de valência, última camada ou nível mais externo de um átomo, devemos reescrevê-la em ordem geométrica ou ordem de camadas.

Esse tipo de distribuição termina com os elétrons mais externos, ou seja, aqueles que estão no nível mais externo.

Observe a distribuição **energética** do ferro.

$$_{26}\text{Fe: } \underbrace{1s^2}_{\text{Nível 1}}\ \underbrace{2s^2\ 2p^6}_{\text{Nível 2}}\ \underbrace{3s^2\ 3p^6}_{\text{Nível 3}}\ \underbrace{4s^2}_{\text{Nível 4}}\ \underbrace{3d^6}_{\text{Nível 3}}$$

Reagrupando os subníveis de cada nível de energia, teremos a **ordem geométrica** ou ordem de camadas:

$$_{26}\text{Fe: } \underbrace{1s^2}_{\substack{\text{Nível 1}\\ \text{(2 elétrons)}}}\ \underbrace{2s^2\ 2p^6}_{\substack{\text{Nível 2}\\ \text{(8 elétrons)}}}\ \underbrace{3s^2\ 3p^6\ 3d^6}_{\substack{\text{Nível 3}\\ \text{(14 elétrons)}}}\ \underbrace{4s^2}_{\substack{\text{Nível 4}\\ \text{(2 elétrons)}}}$$

Dessa forma, fica fácil identificar que a camada de valência, ou o nível mais externo do ferro, é $4s^2$.

Distribuição eletrônica em íons

Como vimos, íons (cátions e ânions) são formados quando um átomo ganha ou perde elétrons. A distribuição eletrônica em íons é semelhante à dos átomos. Porém, devemos ficar atentos ao fato de a entrada ou saída de elétrons ocorrer sempre na camada de valência, ou no nível mais externo.

- Para realizar a distribuição de um **cátion**, devemos:
  1. fazer a distribuição em ordem energética do átomo;
  2. identificar a camada de valência;
  3. retirar o(s) elétron(s) necessário(s) da camada de valência.

  Observe o exemplo do cátion bivalente do ferro ($_{26}Fe^{2+}$).
  1. Distribuição eletrônica do átomo:
  $$_{26}Fe: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$$
  2. Identificação da camada de valência:
  $$_{26}Fe: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \underbrace{4s^2}_{\text{Camada de valência}}\ 3d^6$$
  3. Como o íon apresenta duas cargas positivas, devemos retirar dois elétrons da camada de valência. Dessa forma, a distribuição eletrônica do $_{26}Fe^{2+}$ é:
  $$_{26}Fe^{2+}: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^6$$
- Para realizar a distribuição de um **ânion**, devemos:
  1. calcular a quantidade total de elétrons;
  2. fazer a distribuição eletrônica em ordem energética com a quantidade total de elétrons.

  Observe o exemplo do ânion monovalente do cloro ($_{17}C\ell^-$):
  1. O átomo de cloro apresenta 17 elétrons. Como o ânion apresenta uma carga negativa, devemos acrescentar um elétron, totalizando 18 elétrons.
  2. Ao realizar a distribuição eletrônica com 18 elétrons, teremos:
  $$_{17}C\ell^-: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$$

Exercícios resolvidos

7. Dê as configurações eletrônicas em ordem energética e em ordem geométrica das espécies a seguir.

a) $_{35}Br$. **b)** $_{86}Rn$.

Resolução:

a) Em ordem energética: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$
Em ordem geométrica: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$

b) Em ordem energética:
$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6p^6$
Em ordem geométrica:
$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 4f^{14}\ 5s^2\ 5p^6\ 5d^{10}\ 6s^2\ 6p^6$

8. Dê as configurações eletrônicas dos seguintes íons:

a) $_{12}Mg^{2+}$. **c)** $_{26}Fe^{3+}$.
b) $_{15}P^{3-}$.

Resolução:

a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^5$

Exceção ao diagrama de Linus Pauling

Existem alguns elementos químicos que não seguem corretamente a ordem energética de níveis e subníveis de energia, como mostra o quadro a seguir. Por exemplo, elementos químicos como cobre ($_{29}Cu$), prata ($_{47}Ag$) e ouro ($_{79}Au$), cuja configuração eletrônica esperada seria $ns^2(n-1)d^9$, na prática, apresentam a configuração mais estável $ns^1(n-1)d^{10}$.

Configuração esperada
$_{29}Cu: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \mathbf{4s^2\ 3d^9}$
$_{47}Ag: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ \mathbf{5s^2\ 4d^9}$
$_{79}Au: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ \mathbf{6s^2}\ 4f^{14}\ \mathbf{5d^9}$
Configuração observada
$_{29}Cu: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \mathbf{3d^{10}\ 4s^1}$
$_{47}Ag: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ \mathbf{4d^{10}\ 5s^1}$
$_{79}Au: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 4f^{14}\ \mathbf{5d^{10}\ 6s^1}$

Configurações eletrônicas esperadas e observadas do cobre, da prata e do ouro.

Distribuição eletrônica em orbitais

Conforme discutido anteriormente, cada elétron de um átomo pode ser descrito por um conjunto de quatro números, os **números quânticos**. São eles:

1º Número quântico principal (n)

Esse número indica o nível ou a camada do elétron, é representado pela letra *n* e varia de 1 a 7, conforme a camada.

Camada	K	L	M	N	O	P	Q
Número quântico principal (n)	1	2	3	4	5	6	7
Quantidade de elétrons	2	8	18	32	32	18	8

Número quântico principal.

2º Número quântico secundário ou azimutal (ℓ)

Indica o subnível de energia do elétron, é representado pela letra ℓ e varia de 0 a n − 1.

Os elementos químicos conhecidos até hoje ocupam, no máximo, quatro subníveis diferentes, representados a seguir com os respectivos números associados.

Subnível	s	p	d	f
Azimutal (ℓ)	0	1	2	3
Quantidade de elétrons	2	6	10	14

Número quântico secundário ou azimutal.

3º Número quântico magnético (m_ℓ)

O número quântico magnético (m_ℓ) indica a orientação do orbital no espaço. Cada orbital comporta, no máximo, dois elétrons com *spins* opostos.

Assim:

- o subnível *s* (que comporta 2 elétrons) é formado por 1 orbital;
- o subnível *p* (que comporta 6 elétrons) é formado por 3 orbitais;
- o subnível *d* (que comporta 10 elétrons) é formado por 5 orbitais;
- o subnível *f* (que comporta 14 elétrons) é formado por 7 orbitais.

Para cada valor de ℓ (número quântico do subnível), m_ℓ assume valores inteiros que variam de $-\ell$, ...,0, ...,$+\ell$. Observe o quadro a seguir.

Subnível *s* ($\ell = 0$)	0
Subnível *p* ($\ell = 1$)	−1 0 +1
Subnível *d* ($\ell = 2$)	−2 −1 0 +1 +2
Subnível *f* ($\ell = 3$)	−3 −2 −1 0 +1 +2 +3

Número quântico magnético.

Para simplificar a representação do orbital é feita por um quadrado: □.

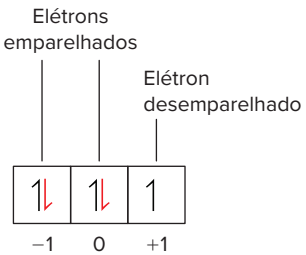
4º Número quântico de *spin* (s ou m_s)

Indica o movimento de rotação do elétron; é representado pelas letras s ou m_s e, por convenção, apresenta os valores $-\frac{1}{2}$ ou $+\frac{1}{2}$. Não importa qual é o sinal do *spin* do primeiro elétron de cada orbital, desde que o sinal do segundo elétron seja o oposto.

A representação dos elétrons em orbitais será feita por meias setas que apontam para cima ou para baixo, como representado a seguir.

Representação dos elétrons no orbital.

Quando o orbital está completo, dizemos que os dois elétrons estão emparelhados; se o orbital está incompleto (com apenas um elétron), dizemos que o elétron está desemparelhado.



Identificação de elétrons emparelhados e desemparelhados.

Para distribuir elétrons nos orbitais de um subnível, devemos obedecer à **regra de Hund**, que estabelece:

> Para um átomo no estado fundamental, cada orbital de um subnível deve receber um elétron com mesmo *spin*, para que depois cada um desses orbitais receba o segundo elétron com *spin* oposto ao primeiro.

Dessa forma, percebemos que, se em um mesmo subnível houver mais de um orbital disponível, os elétrons vão ocupar primeiro o que estiver vazio, em vez de um orbital que já contenha um elétron.

Exercício resolvido

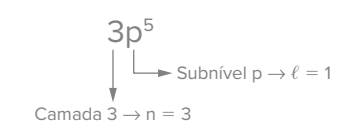
9. Determine o conjunto de números quânticos do último elétron do $_{17}C\ell$ (considere que o primeiro elétron de cada orbital apresenta *spin* $= -\frac{1}{2}$).

Resolução:

De acordo com o diagrama de Linus Pauling, a distribuição eletrônica do cloro é:

$$_{17}C\ell: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$$

O último elétron da distribuição do cloro corresponde ao 5º elétron do subnível *p* da camada 3 ($3p^5$).
Observe que, dos quatro números quânticos, dois já são conhecidos.



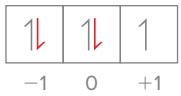
n = 3 (número quântico principal)

$\ell = 1$ (número quântico secundário)

Para determinar o magnético (m_ℓ), devemos desenhar os orbitais.

O subnível *p* é formado por 3 orbitais:

São 5 elétrons distribuídos em 3 orbitais. De acordo com a regra de Hund, deve-se primeiro colocar um elétron em cada orbital (com mesmo *spin*) para depois colocar o segundo elétron de cada orbital (com *spin* oposto ao primeiro).



(O primeiro elétron de cada orbital está representado com a cor preta.)

Dessa forma, o 5º elétron adicionado ficou no orbital 0 ($m_\ell = 0$) e o *spin*, como foi o 2º elétron adicionado nesse orbital, apresenta valor $s = +\frac{1}{2}$.

Portanto, os quatro números quânticos do último elétron da distribuição do cloro são:

$n = 3$

$\ell = 1$

$m_\ell = 0$

$s = +\frac{1}{2}$

Átomos paramagnéticos e diamagnéticos

De acordo com os princípios da Física, quando uma partícula com carga está em movimento, ela gera um campo magnético. Dessa forma, quando um átomo apresenta, em sua distribuição, um ou mais elétrons desemparelhados, é chamado **paramagnético**.

Átomos paramagnéticos são fracamente atraídos por um ímã, pois o campo magnético que esse elétron desemparelhado gera não é anulado. Já átomos que apresentam todos os elétrons emparelhados, chamados **diamagnéticos**, são fracamente repelidos por um ímã, pois os elétrons que ocupam o mesmo orbital apresentam *spins* opostos, o que provoca uma compensação das forças magnéticas. Observe essa classificação no quadro a seguir.

$_{10}Ne$	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$	Diamagnético
$_{9}F$	$1s^2$ $2s^2$ $2p^5$	Paramagnético

Distribuição eletrônica de um átomo diamagnético e de um átomo paramagnético.

Revisando

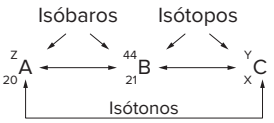
1. Cite as principais características dos modelos atômicos de Dalton, Thomson e Rutherford.
2. Complete a tabela a seguir:

Átomo/íon	Z	A	Prótons	Nêutrons	Elétrons
$^{40}_{20}Ca^{2+}$					
$^{127}_{53}I^{-}$					
$^{39}_{19}K$					
$^{4}_{2}He$					
$^{209}_{83}Bi$					
$^{56}_{26}Fe^{3+}$					
$^{133}_{55}Cs^{1+}$					

3. Para os átomos genéricos a seguir, identifique quais são isótopos, isótonos e isóbaros entre si.

$_{15}C^{45}$ $_{27}F^{65}$ $_{25}A^{45}$ $_{17}G^{55}$ $_{12}H^{42}$ $_{16}B^{46}$ $_{25}E^{62}$

4. Considere os seguintes dados referentes aos átomos A, B e C e determine os valores de X, Y e Z.



5. Os átomos W e Y são isótopos, tais que $_{3x+2}W^{7x}$ e $_{2x+7}Y^{7x+2}$. Determine os números de massa e de prótons de W e Y.

6. Quantas e quais são as camadas existentes nos átomos? Cite também o número máximo de elétrons que cada camada comporta.

7. Utilizando o diagrama de Linus Pauling, faça a distribuição eletrônica de cada um dos átomos a seguir.

a) $_{2}He$ **b)** $_{6}C$ **c)** $_{8}O$ **d)** $_{19}K$ **e)** $_{35}Br$ **f)** $_{83}Bi$ **g)** $_{92}U$

8. De acordo com o exercício 7, indique:

I. o subnível mais energético de cada distribuição;
II. a quantidade de elétrons na camada de valência de cada elemento químico.

9. Utilizando o diagrama de Linus Pauling, faça a distribuição eletrônica de cada um dos íons a seguir.

a) $^{35}_{17}C\ell^{-}$ **c)** $^{56}_{26}Fe^{3+}$ **e)** $^{133}_{55}Cs^{+}$

b) $^{40}_{20}Ca^{2+}$ **d)** $^{127}_{53}I^{-}$ **f)** $^{294}_{118}Og$

10. Dê os quatro números quânticos do último elétron da distribuição eletrônica de cada um dos átomos a seguir (considere que o primeiro elétron que entra em um orbital tem *spin* $-\frac{1}{2}$).

a) $_{19}K$ **b)** $_{35}Br$ **c)** $_{83}Bi$ **d)** $_{92}U$

Exercícios propostos

Modelos atômicos e partículas fundamentais

1. UFJF/Pism-MG 2019 Segundo os modelos atômicos atuais, os prótons e nêutrons estão localizados no núcleo do átomo, ao qual se deve a maior parte da massa do átomo. Desta forma, podem-se caracterizar os elementos através do número atômico (Z) e do número de massa (A). John Dalton propôs a teoria do modelo atômico em 1808, e muitos de seus postulados mostraram-se bastante realistas em relação ao conhecimento atual sobre a teoria atômica. Entretanto, a existência de isótopos ainda não era conhecida. Assinale a alternativa na qual a afirmação do modelo atômico de Dalton não esteja de acordo com a existência dos isótopos:

a) Cada elemento é composto por átomos.
b) Todos os átomos de um mesmo elemento são idênticos.
c) Nas reações químicas, os átomos não são alterados.
d) Os compostos são formados quando átomos de mais de um elemento se combinam.
e) Se uma massa fixa de um elemento se combina com massas diferentes de um segundo elemento, estas massas relacionam-se entre si através de números pequenos e inteiros.

2. EEAR-SP 2022 A descoberta do elétron e sua interação com campos elétricos e magnéticos, através dos experimentos com a ampola de Crookes, possibilitou a idealização do modelo atômico de

a) Dalton. **c)** Rutherford.
b) Thomson. **d)** Bohr.

3. Enem 2019 Em 1808, Dalton publicou o seu famoso livro intitulado *Um novo sistema de filosofia química* (do original *A New System of Chemical Philosophy*), no qual continha os cinco postulados que serviam como alicerce da primeira teoria atômica da matéria fundamentada no método científico. Esses postulados são numerados a seguir:

1. A matéria é constituída de átomos indivisíveis.
2. Todos os átomos de um dado elemento químico são idênticos em massa e em todas as outras propriedades.
3. Diferentes elementos químicos têm diferentes tipos de átomos; em particular, seus átomos têm diferentes massas.
4. Os átomos são indestrutíveis e nas reações químicas mantêm suas identidades.
5. Átomos de elementos combinam com átomos de outros elementos em proporções de números inteiros pequenos para formar compostos.

Após o modelo de Dalton, outros modelos baseados em outros dados experimentais evidenciaram, entre outras coisas, a natureza elétrica da matéria, a composição e organização do átomo e a quantização da energia no modelo atômico.

OXTOBY, D. W.; GILLIS, H. P.; BUTLER, L. J. *Principles of Modern Chemistry*. Boston: Cengage Learning, 2012 (adaptado).

Com base no modelo atual que descreve o átomo, qual dos postulados de Dalton ainda é considerado correto?

a) 1 **b)** 2 **c)** 3 **d)** 4 **e)** 5

4. Uece 2022 A primeira teoria atômica descrita por Epicuro (341 a.C.-271 a.C.) na carta a Heródoto e resgatada por Titus Lucretius Carus (94 a.C.-50 a.C.) na obra *De Rerum Natura* (séc. I a.C.) afirma que "alguns corpos são compostos, enquanto outros são elementos de que se compõem os corpos compostos". Esses elementos são os átomos, indivisíveis e imutáveis. Alguns séculos depois esse postulado foi admitido por

a) Robert Boyle.
b) John Dalton.
c) Antoine Lavoisier.
d) Niels Bohr.

5. Cefet-MG 2020 Considere os seguintes fenômenos de interesse científico:

I. Eletrização de uma régua por atrito.
II. Fusão de uma barra de gelo exposta ao Sol.
III. Conservação da massa em uma reação química.
IV. Condução de eletricidade em um circuito simples.
V. Emissão de luz colorida no estouro de fogos de artifício.

O modelo atômico de Dalton, proposto no início do século XIX, pode ser utilizado para explicar os fenômenos descritos em:

a) I e IV. **b)** II e III. **c)** II e V. **d)** III e IV.

6. Famerp-SP 2022 Os modelos atômicos elaborados ao longo do tempo buscavam explicar fenômenos naturais, alguns dos quais reproduzidos experimentalmente. O modelo proposto por Dalton em 1803, apesar de não explicar muitos dos fenômenos observados na época, contribuiu com a consolidação da

a) teoria cinética dos gases.
b) lei da conservação das massas.
c) teoria da dissociação iônica.
d) lei da ação das massas.
e) teoria das colisões efetivas.

7. UFMG Na experiência de espalhamento de partículas alfa, conhecida como "experiência de Rutherford", um feixe de partículas alfa foi dirigido contra uma lâmina finíssima de ouro, e os experimentadores (Geiger e Marsden) observaram que um grande número dessas partículas atravessava a lâmina sem sofrer desvios, mas que um pequeno número sofria desvios muito acentuados.

Esse resultado levou Rutherford a modificar o modelo atômico de Thomson, propondo a existência de um núcleo de carga positiva, de tamanho reduzido e com, praticamente, toda a massa do átomo.

Assinale a alternativa que apresenta o resultado que era previsto para o experimento de acordo com o modelo de Thomson.

a) A maioria das partículas atravessaria a lâmina de ouro sem sofrer desvios e um pequeno número sofreria desvios muito pequenos.
b) A maioria das partículas sofreria grandes desvios ao atravessar a lâmina.
c) A totalidade das partículas atravessaria a lâmina de ouro sem sofrer nenhum desvio.
d) A totalidade das partículas ricochetearia ao se chocar contra a lâmina de ouro, sem conseguir atravessá-la.

8. UPE/SSA 2017 Muitas informações veiculadas na internet contêm erros científicos. Um exemplo disso pode ser verificado em determinado *blog* sobre o ensino de química cujo conteúdo é transcrito a seguir:

Modelos Atômicos

Os modelos atômicos são diferentes ideias, que surgiram durante o desenvolvimento da história da ciência, na tentativa de explicar a composição íntima da matéria. O primeiro modelo atômico da era moderna foi proposto por John Dalton, que considerava os átomos como esferas maciças e indivisíveis. A descoberta dos elétrons, partículas subatômicas de carga elétrica positiva, fez os cientistas provarem que o átomo era divisível, abrindo espaço para uma nova ideia, um modelo que ficou conhecido como pudim de passas, atribuído ao físico Ernest Rutherford. Esse modelo durou alguns anos, até que o cientista Niels Böhr propôs um modelo no qual os elétrons giravam ao redor de um núcleo com energia variável, ao percorrer uma órbita fixa. A partir desses elétrons, os átomos poderiam se unir para formar compostos em um fenômeno conhecido como ligação química, que ocorria em busca de aumentar a energia do sistema e com isso adquirir estabilidade.

Quantos erros científicos são encontrados no texto?

a) Um **b)** Dois **c)** Três **d)** Quatro **e)** Cinco

9. EsPCEx-SP 2021 Em épocas distintas, os cientistas Dalton, Rutherford e Bohr propuseram, cada um, seus modelos atômicos. Algumas características desses modelos são apresentadas na tabela a seguir:

Modelo	Característica(s) do modelo
I	Átomo contém espaços vazios. No centro do átomo existe um núcleo muito pequeno e denso. O núcleo do átomo tem carga positiva. Para equilíbrio de cargas, existem elétrons ao redor do núcleo.
II	Átomos maciços e indivisíveis.
III	Elétrons movimentam-se em órbitas circulares em torno do núcleo atômico central. A energia do elétron é a soma de sua energia cinética (movimento) e potencial (posição). Essa energia não pode ter um valor qualquer, mas apenas valores que sejam múltiplos de um *quantum* (ou de um fóton). Os elétrons percorrem apenas órbitas permitidas.

A alternativa que apresenta a correta correlação entre o cientista proponente e o modelo atômico por ele proposto é

a) Rutherford – Modelo II; Bohr – Modelo I e Dalton – Modelo III.
b) Rutherford – Modelo III; Bohr – Modelo II e Dalton – Modelo I.
c) Rutherford – Modelo I; Bohr – Modelo II e Dalton – Modelo III.
d) Rutherford – Modelo I; Bohr – Modelo III e Dalton – Modelo II.
e) Rutherford – Modelo III; Bohr – Modelo I e Dalton – Modelo II.

10. **UEA/SIS-AM 2024** No modelo atômico de Rutherford-Bohr fica claro que

a) a estrutura do átomo é maciça.
b) o elétron em órbita irradia energia.
c) o centro do átomo não possui carga.
d) existe um núcleo atômico.
e) o nêutron atrai eletricamente os elétrons.

11. **Uece** Atente para as seguintes afirmações a respeito das conclusões a que chegou Rutherford durante a experiência sobre a estrutura da matéria.

I. O átomo é constituído por duas regiões distintas: o núcleo e a eletrosfera.
II. O núcleo atômico é extremamente pequeno em relação ao tamanho do átomo.
III. O átomo tem uma região em que existe muito espaço vazio.
IV. As partículas negativas do átomo podem ter quaisquer valores de energia.
V. A eletrosfera é a região que concentra praticamente toda a massa elétrica do átomo.

No que diz respeito à estrutura da matéria, corresponde às conclusões de Rutherford o que se afirma em

a) I, II, III, IV e V.
b) I, II e III apenas.
c) III, IV e V apenas.
d) I, II e V apenas.

12. **UFRGS 2018** Considere as seguintes afirmações a respeito do experimento de Rutherford e do modelo atômico de Rutherford-Bohr.

I. A maior parte do volume do átomo é constituída pelo núcleo denso positivo.
II. Os elétrons movimentam-se em órbitas estacionárias ao redor do núcleo.
III. O elétron, ao pular de uma órbita mais externa para uma mais interna, emite uma quantidade de energia bem definida.

Quais estão corretas?

a) Apenas I.
b) Apenas II.
c) Apenas III.
d) Apenas II e III.
e) I, II e III.

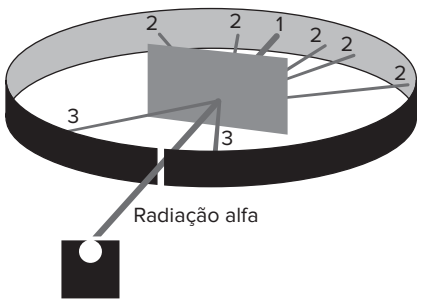
13. **EsPCEx-SP** Considere as seguintes afirmações, referentes à evolução dos modelos atômicos:

I. No modelo de Dalton, o átomo é dividido em prótons e elétrons.
II. No modelo de Rutherford, os átomos são constituídos por um núcleo muito pequeno e denso e carregado positivamente. Ao redor do núcleo, estão distribuídos os elétrons, como planetas em torno do Sol.
III. O físico inglês Thomson afirma, em seu modelo atômico, que um elétron, ao passar de uma órbita para outra, absorve ou emite um *quantum* (fóton) de energia.

Das afirmações feitas, está(ão) correta(s)

a) apenas III.
b) apenas I e II.
c) apenas II e III.
d) apenas II.
e) todas.

14. **UFU-MG 2021**



https://brasilescola.uol.com.br/quimica/o-atomo-rutherford.htm

A figura anterior ilustra o experimento de Rutherford que representou um avanço na ideia de átomo do início do século XX, em que uma fonte de radiação alfa, a partir da desintegração do polônio, contido em uma caixa de chumbo, incide sobre uma fina lâmina de ouro. Os números 1, 2 e 3 representam os resultados observados no experimento.

Região 1: área que recebeu grande parte da radiação alfa emitida pelo polônio, o que evidenciou que essas radiações atravessaram a lâmina de ouro sem sofrer desvios consideráveis.

Região 2: áreas diversas, localizadas atrás da lâmina de ouro, que receberam uma pequena quantidade de radiação alfa, mas que não estavam na direção do orifício de saída da radiação na caixa de chumbo, o que evidenciou que essas radiações sofreram um grande desvio após a travessia da lâmina de ouro.

Região 3: áreas localizadas à frente da lâmina de ouro que receberam uma quantidade extremamente pequena de radiação alfa, o que evidenciou que parte da radiação alfa se chocou com a lâmina e foi rebatida.

A interpretação dos resultados levou ao Modelo Atômico de Rutherford.

Sobre essas interpretações,

a) analise os resultados obtidos para as regiões 1, 2 e 3 e apresente interpretações que se aproximem do Modelo de Rutherford.
b) represente, por meio de uma figura, o modelo proposto por Rutherford.
c) explique qual o problema encontrado no Modelo de Rutherford que levou Niels Bohr a propor seus postulados.

15. Fatec-SP 2024 Cândido Portinari, um dos principais pintores brasileiros do século 20, residiu em uma casa que hoje é o Museu Casa de Portinari, localizado no interior do estado de São Paulo. Há alguns anos, em um dos cômodos da casa, um pesquisador encontrou um pontinho azul em um reboco e foi descascando a parede até chegar a uma pintura oculta. Seria Portinari o autor da misteriosa obra? A análise química pode ajudar a responder a esse mistério. Uma das técnicas utilizadas para análise é a de fluorescência em raios X, em que os pesquisadores emitem quantidades moderadas de raios X sobre a pintura, excitando os elétrons dos elementos constituintes das tintas. Quando o elétron retorna para o estado fundamental, ocorre emissão de luz cuja cor e intensidade variam de um elemento químico para outro, o que permite identificar o composto presente na tinta. Segundo os pesquisadores, o verde de Portinari era obtido com sais de cromo ou uma mistura de sais de cobalto e cádmio. No branco, há a presença do óxido de zinco; no vermelho, há, em geral, sais e óxidos de ferro, manganês, cádmio e selênio.

<https://tinyurl.com/ykp5t3zp> Acesso em: 20.08.2023. Adaptado.

A emissão de luz, que ocorre na técnica de análise mencionada no texto, é explicada corretamente pelo modelo atômico de

a) Demócrito.
b) Leucipo.
c) Dalton.
d) Thomson.
e) Bohr.

16. Uece 2025 Com relação ao elemento químico, pode-se afirmar corretamente que

a) o número de nêutrons é o que o caracteriza.
b) é um conjunto de átomos que têm o mesmo número de prótons e de nêutrons.
c) podem existir átomos diferentes, com diferentes números de nêutrons para um mesmo elemento químico.
d) é caracterizado pelo número de elétrons, não importando o número de prótons que os átomos possuam.

17. Udesc 2016 Na Inglaterra, por volta de 1900, uma série de experimentos realizados por cientistas, como Sir Joseph John Thompson (1856-1940) e Ernest Rutherford (1871-1937), estabeleceu um modelo do átomo que serviu de base à teoria atômica. Atualmente, sabe-se que três partículas subatômicas são os constituintes de todos os átomos: prótons, nêutrons e elétrons. Desta forma, o átomo constituído por 17 prótons, 18 nêutrons e 17 elétrons possui número atômico e número de massa, sequencialmente, igual a:

a) 17 e 18
b) 34 e 52
c) 17 e 17
d) 17 e 35
e) 35 e 17

18. FMABC-SP 2022 O número total de elétrons presente no íon sulfato, SO_4^{2-}, é idêntico ao número de elétrons presente no

a) íon Cd^{2+}
b) átomo Sn
c) íon Te^{2-}
d) átomo Cd
e) átomo Te

19. Cefet-MG 2016 Sobre as propriedades do íon sulfeto ($^{32}_{16}S^{2-}$), marque (V) para verdadeiro ou (F) para falso.

( ) Contém 14 elétrons.
( ) Contém 16 nêutrons.
( ) Apresenta massa atômica igual a 30.
( ) Apresenta número atômico igual a 18.

A sequência correta é:

a) F, V, F, F.
b) F, F, V, F.
c) F, F, V, V.
d) V, V, F, F.

20. UEA/SIS-AM 2024 A diferença entre átomo neutro e íon reside na carga total das partículas que constituem as espécies químicas. Considere a tabela a seguir, que apresenta o número atômico, o número de massa e o número de elétrons de três espécies químicas:

Espécie química	Z	A	e^-
I	11	23	10
II	36	84	36
III	16	32	18

As espécies químicas I, II e III são, respectivamente,

a) ânion monovalente, átomo neutro e cátion bivalente.
b) ânion monovalente, átomo neutro e ânion bivalente.
c) átomo neutro, cátion monovalente e ânion bivalente.
d) cátion monovalente, átomo neutro e ânion bivalente.
e) cátion bivalente, átomo neutro e ânion monovalente.

21. Cefet-MG 2017 As medalhas de ouro das Olimpíadas do Rio de Janeiro foram feitas a partir da mistura de ouro e prata, sendo esta majoritária. Considerando as partículas constituintes desses metais, foram feitas as afirmações seguintes.

I. A prata possui 47 elétrons.
II. A massa atômica da prata é igual a 155 u.
III. O número de prótons e elétrons do ouro é idêntico.
IV. A diferença entre o número de nêutrons do ouro e da prata é igual a 32.

79 Au (Ouro) 197	47 Ag (Prata) 108

O número de afirmação(ões) correta(s) é

a) 1.
b) 2.
c) 3.
d) 4.

FRENTE 1

22. Uerj 2025

Oppenheimer, vencedor do Oscar de melhor filme em 2024, retrata o desenvolvimento das duas primeiras bombas atômicas, produzidas pelos Estados Unidos, no contexto da Segunda Guerra Mundial. A energia liberada pelos dispositivos nucleares, lançados nas cidades de Hiroshima e Nagasaki em 1945, foi capaz de provocar a morte de milhares de pessoas, em função de seu poder destrutivo, oriundo das reações nucleares em cadeia conduzidas por nêutrons.

Adaptado de cartacapital.com.

As duas bombas lançadas em 1945 apresentavam como material físsil os átomos urânio-235 e plutônio-239. Comparando os núcleos desses dois átomos, a maior quantidade de nêutrons observada corresponde a:

a) 150 **c)** 145
b) 146 **d)** 143

23. IFSul-RS 2017 Um ânion de carga 1− possui 18 elétrons e 20 nêutrons. O átomo neutro que o originou apresenta número atômico e de massa, respectivamente,

a) 17 e 37 **c)** 19 e 37
b) 17 e 38 **d)** 19 e 38

Isótopos, isóbaros, isótonos, isoeletrônicos e distribuição eletrônica

24. UFMS 2024 O hidrogênio ($_1H^1$, abundância 99,98%) é o elemento mais simples da natureza, extremamente leve, que se move em alta velocidade e que é capaz de escapar da gravidade da Terra. É constituído por um único próton, o que lhe confere uma carga positiva no núcleo e um elétron em sua eletrosfera. Sabemos que existem também o hidrogênio pesado ($_1H^2$, abundância 0,0156%) e o trítio ($_1H^3$, radioativo). Esse fenômeno em química é conhecido como:

a) alotropia. **d)** isobaria.
b) mesomeria. **e)** isotonia.
c) isotopia.

25. UFRGS 2019 Assinale com V (verdadeiro) ou F (falso) as afirmações abaixo, referentes a algumas propriedades dos átomos.

( ) Isótonos têm propriedades físicas iguais.
( ) Isóbaros têm propriedades químicas iguais.
( ) Isótopos têm propriedades químicas iguais.
( ) Isóbaros de elementos diferentes têm necessariamente um número diferente de nêutrons.

A sequência correta de preenchimento, de cima para baixo, é

a) V − V − V − V. **d)** F − F − V − V.
b) V − V − V − F. **e)** F − F − V − F.
c) V − V − F − V.

26. UPF-RS 2022 (Adapt.) A Terra é constantemente bombardeada com poeira extraterrestre (poeira das estrelas) contendo informações valiosas sobre processos cósmicos, como a formação de estruturas por explosões estelares ou nucleossíntese, que podem ser rastreadas por radionuclídeos de vida longa. Em 2019, cientistas da Alemanha e da Áustria descobriram uma quantidade de átomos de Fe (ferro) interestelar na neve da Antártida diferente do átomo de Fe mais comum na litosfera, o Fe de massa 56 Da (ou u).

Essa foi a primeira detecção recente de Fe de massa 60 Da na Terra, obtido analisando 500 kg de neve por espectrometria de massa em acelerador e encontrando 10 átomos de ferro-60.

Após a eliminação de possíveis fontes terrestres, como a precipitação global, o excesso de $_{60}Fe$ só poderia ser atribuído à fonte interestelar da vizinhança solar.

(Fonte: *Interstellar $_{60}Fe$ in Antarctica*. Dominik Koll, Gunther Korschinek, Thomas Faestermann, J. M. Gómez-Guzmán, Sepp Kipfstuhl, Silke Merchel, and Jan M. Welch. *Phys. Rev. Lett.* 123, 072701. 12 ago. 2019. Disponível em: https://doi.org/10.1103/PhysRevLett.123.072701.)

Considerando-se amostras do ferro, com a maior parte de massa atômica 56 Da ou u (Fe-56) e com um teor de ferro-60, analise as afirmativas a seguir:

I. Quando uma amostra tem duas ou mais espécies de átomos com massas atômicas diferentes e mesmo número atômico, os átomos são isótopos entre si.
II. Para que o átomo de Fe-56 seja transformado em Fe-60, ele deve perder 4 prótons em sua estrutura atômica.
III. Uma amostra de 16 toneladas de neve com a composição encontrada pelos cientistas teria aproximadamente 320 átomos de ferro-60.
IV. Quando comparativamente dois átomos têm massas diferentes e mesmo número atômico, o de massa mais alta é radioativo naturalmente.
V. Os átomos de ferro-56 e ferro-60 são isóbaros entre si, pois têm a mesma massa nuclear e números atômicos diferentes.

Está correto apenas o que se afirma em:

Dado: Fe (Z = 26).

a) I e III. **c)** I, II e V. **e)** I.
b) II, III e V. **d)** I, III e IV.

27. Uece 2024 Três elementos químicos distintos G, J e M apresentam as seguintes características: o átomo M tem 72 nêutrons, e é isótopo de G. O átomo J é isóbaro de M e isótono de G. O átomo G tem número atômico 83 e número de massa 170. Logo o número de elétrons do átomo J será igual a

a) 72. **c)** 68.
b) 58. **d)** 66.

28. IFCE 2016 Um íon pode ser conceituado como um átomo ou grupo de átomos, com algum excesso de cargas positivas ou negativas. Nesse contexto, a distribuição eletrônica do íon Mg^{2+} pode ser representada corretamente por

Dado: $(^{24}_{12}Mg)$.

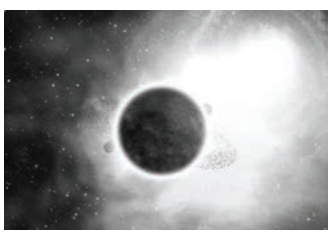
a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^2$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
e) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$

29. PUC-RS 2023 Uma célula nervosa transmite um sinal elétrico por meio de um mecanismo de transporte de íons sódio para fora da membrana celular e de íons potássio para dentro da membrana celular. As configurações eletrônicas para os íons Na^+ e K^+ são, respectivamente, _____.

Dados: Na (Z = 11); K (Z = 19).

a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ e $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$.
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$ e $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$.
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ e $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$.
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$ e $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$.

30. UCS-RS 2021



Uma equipe da Organização Europeia de Pesquisa Astronômica no Hemisfério Sul descobriu um exoplaneta um tanto peculiar na constelação de Peixes, a 390 anos-luz da Terra: por lá, "chove" ferro todas as noites! A descoberta do WASP-76b (vide imagem anterior, meramente ilustrativa), ocorreu graças ao Very Large Telescope (VLT), situado no deserto do Atacama, no Chile. De acordo com os especialistas, esse fenômeno ocorre porque apenas uma face do planeta fica apontada para sua estrela-mãe. Isso faz com que em um lado do WASP-76b seja sempre dia e no outro sempre noite, já que ele leva muito tempo para girar em torno do próprio eixo.

Como a face iluminada recebe milhares de vezes mais radiação de sua estrela-mãe do que a Terra recebe do Sol, as temperaturas no WASP-76b ultrapassam os 2 400 ºC. Consequentemente, o ferro presente na superfície do planeta acaba "literalmente" sublimando. Entretanto, o metal não permanece nessa condição por muito tempo: devido à diferença de temperatura entre as faces do planeta, ventos fortes são gerados e as nuvens carregadas com o metal são levadas para o lado escuro do WASP-76b. Como as temperaturas nesta região estão por volta dos 1 500 ºC, a nuvem ultraquente acaba resfriando um pouco, o que já é suficiente para provocar a "precipitação" do ferro no estado sólido. De acordo com os astrônomos, a descoberta só foi possível graças ao ESPRESSO, um instrumento do VLT que ajuda os especialistas a monitorar a atmosfera de exoplanetas. "O que temos agora é uma maneira totalmente nova de rastrear o clima desses planetas", declarou David Ehrenreich, líder do estudo.

Disponível em: https://revistagalileu.globo.com/Ciencia/Espaco/noticia/2020/03/chove-ferro-todas-noites-neste-planeta-da-constelacao-de-peixes.html. Acesso em: 17 mar. 2020. (Parcial e adaptado.)

Em relação aos átomos que constituem o elemento químico mencionado no texto anterior, é correto afirmar que

Dado: Fe (Z = 26).

a) possuem, no estado fundamental, vinte e seis elétrons distribuídos em cinco níveis de energia.
b) apresentam, no estado fundamental, apenas elétrons em subníveis s e p.
c) apresentam, no estado fundamental, elétrons de maior energia em subníveis p.
d) originam cátions de configuração eletrônica $[Ar]\ 3d^5$, ao perderem três elétrons.
e) têm, no estado fundamental, doze elétrons nas suas respectivas camadas de valência.

31. Unicentro-PR 2023 Dificilmente o cobalto é encontrado de forma pura na natureza, pois ele reage facilmente com oxigênio e cloreto, normalmente encontrado em cobaltita e eritrita. É utilizado para diversas finalidades, entre elas, as ligas metálicas usadas em pás (hélices) de turbinas a gás, turbinas de aviões, como também em ímãs ou em cintas magnéticas. Representado pelo símbolo Co, esse elemento possui massa de 59 u e 32 nêutrons. Assinale a alternativa que apresenta, corretamente, o número de elétrons do cobalto e sua respectiva distribuição eletrônica no estado fundamental.

a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^7$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^2$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^2\ 5s^2\ 4d^9$
e) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^2\ 4f^3$

32. UEMG 2018 O selênio, um não metal do grupo dos calcogênios, possui extrema importância biológica, pois é um micronutriente indispensável para todas as formas de vida. É formado por átomos que possuem a representação $_{34}Se^{79}$. É correto afirmar que o selênio apresenta

a) 45 partículas nucleares.
b) 113 partículas nucleares.
c) 6 elétrons na camada de valência.
d) 2 elétrons na camada de valência.

33. IFCE 2016 O elemento químico "X" apresenta 18 elétrons no terceiro nível energético. Diante dessa afirmativa, o número atômico desse elemento químico é

a) 26.
b) 30.
c) 36.
d) 40.
e) 56.

34. **IFCE 2016** Sabe-se que os elétrons de um átomo podem ser distribuídos em até 7 níveis, nomeados pelas letras K, L, M, N, O, P, Q. Cada nível pode conter até 4 subníveis, denominados s, p, d, f. O número máximo de elétrons que o subnível f pode possuir é

a) 14. **b)** 12. **c)** 10. **d)** 8. **e)** 6.

35. **Uece 2024** Efetuou-se a configuração eletrônica, em seu estado fundamental, de determinado elemento químico, cujos dados foram: nível 1 = completo; nível 2 = completo; nível 3 = completo; nível 4 = = 18 elétrons; nível 5 = 6 elétrons. Assim, é correto afirmar que esse elemento químico é o

a) Sn (Z = 50).
b) Sb (Z = 51).
c) Te (Z = 52).
d) I (Z = 53).

36. **Cefet-MG** O chumbo ($_{82}$Pb) é um componente de soldas, usado no revestimento de cabos. Interessado em suas características, um estudante de química montou a tabela seguinte.

Características do chumbo	
Número de níveis	5
Subnível de valência	p
Número de elétrons no subnível de valência	2
Número de elétrons no estado fundamental	207

O número de informações corretas dessa tabela é(são)

a) 1. **b)** 2. **c)** 3. **d)** 4.

37. **FGV-SP** Uma nova e promissora classe de materiais supercondutores tem como base o composto diboreto de zircônio e vanádio. Esse composto é sintetizado a partir de um sal de zircônio (IV).

Revista *Pesquisa FAPESP*, jun. 2013. (Adapt.)

O número de prótons e de elétrons no íon Zr^{4+} e o número de elétrons na camada de valência do elemento boro no estado fundamental são, respectivamente:

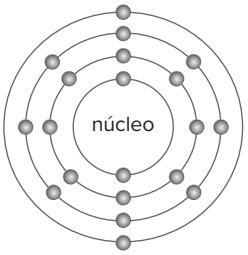
Dados: Zr (Z = 40); B (Z = 5).

a) 36; 40; 5.
b) 36; 40; 3.
c) 40; 44; 3.
d) 40; 36; 5.
e) 40; 36; 3.

38. **IFSP** Silício é um elemento químico utilizado para a fabricação dos *chips*, indispensáveis ao funcionamento de praticamente todos os aparelhos eletrônicos. Esse elemento possui número atômico igual a 14. Sendo assim, o número de elétrons da camada de valência do átomo de silício no estado fundamental é

a) 1. **b)** 2. **c)** 3. **d)** 4. **e)** 5.

39. **UFJF/Pism-MG 2021** A figura a seguir mostra uma representação do átomo de um elemento químico, segundo o modelo de Bohr. Qual das opções representa o símbolo e o nome desse elemento, respectivamente, de acordo com a figura?



Dados: Na (Z = 11); Mg (Z = 12); K (Z = 19); Ca (Z = 20); Mn (Z = 25).

a) Na, sódio.
b) Ca, cálcio.
c) Mn, manganês.
d) K, potássio.
e) Mg, magnésio.

40. **Uern** Sabe-se que os átomos X e Y são isóbaros, apresentando número de massa igual a 40, e o átomo X é isótono de Z. Considerando as configurações eletrônicas de cada átomo eletricamente neutro, o número de nêutrons de Y e o número de massa de Z são, respectivamente,

X – $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$

Y – $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

Z – $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$

a) 19 e 39.
b) 20 e 40.
c) 22 e 39.
d) 22 e 40.

41. **UFSM-RS** Como é difícil para o escoteiro carregar panelas, a comida mateira é usualmente preparada enrolando o alimento em folhas de papel-alumínio e adotando uma versão moderna de cozinhar com o uso de folhas ou argila.

A camada de valência do elemento alumínio no seu estado fundamental é a _____, e o seu subnível mais energético é o _____.

Assinale a alternativa que completa corretamente as lacunas.

a) terceira – 3s
b) segunda – 2p
c) segunda – 3p
d) primeira – 3s
e) terceira – 3p

42. **Uece 2025** Considere quatro átomos distintos denominados de I, II, III e IV, que possuem as seguintes quantidades de elétrons distribuídos nos subníveis *s*, *p*, *d*, *f* das respectivas camadas de valência em seus estados fundamentais:

1. no átomo I, o subnível *s* contém metade de sua quantidade máxima de elétrons;
2. no átomo II existem, no subnível *p*, o quíntuplo de elétrons do subnível *s* do átomo I;
3. no átomo III, a quantidade de elétrons no subnível *d* corresponde ao total de elétrons dos subníveis *s* e *p* dos respectivos átomos I e II mais três elétrons;
4. no átomo IV existem, no subnível *f*, metade de sua capacidade máxima de elétrons, mais cinco elétrons.

Assim, é correto afirmar que o total de elétrons dos subníveis *s*, *p*, *d* e *f* desses quatro átomos é

a) 20. **b)** 18. **c)** 27. **d)** 25.

Texto complementar

Início da Radiologia

A história da Radiologia começou em 1895 com a descoberta experimental dos raios X pelo físico alemão Wilhelm Conrad Röntgen. À época as aplicações médicas desta descoberta revolucionaram a medicina, pois havia se tornado possível a visão do interior dos pacientes. Com o passar dos anos, este método evoluiu e assumiu uma abrangência universal na pesquisa diagnóstica do ser humano.

A primeira radiografia foi realizada em 22 de dezembro de 1895. Neste dia, Roentgen pôs a mão esquerda de sua esposa Anna Bertha Roentgen no chassi, com filme fotográfico, fazendo incidir a radiação oriunda do tubo por cerca de 15 minutos. Revelado o filme, lá estavam, para confirmação de suas observações, a figura da mão de sua esposa e seus ossos dentro das partes moles menos densas.

[...]

ZU_09/iStockphoto.com

Retrato de Wilhelm Conrad Röntgen.

Colégio Brasileiro de Radiologia

O dia 4 de janeiro, dia do nascimento de Manoel Dias de Abreu [médico, cientista e inventor brasileiro], foi instituído como o Dia Nacional da Abreugrafia em homenagem ao renomado médico radiologista, nascido no ano de 1892 em São Paulo. O criador do exame (daí o termo) se tornou mundialmente conhecido após o desenvolvimento deste método diagnóstico e por sua constante luta contra a tuberculose.

[...]

Em reconhecimento ao seu trabalho, o ilustre radiologista recebeu diversas homenagens das principais entidades médicas, entre as quais a medalha de ouro médico do ano do American College of Chest Physicians (1950), o diploma de honra da Academy of Tuberculosis Physicians (1950) e a medalha de ouro do Colégio Interamericano de Radiologia (1958).

Além disso, recebeu o título de membro honorário da Sociedade Alemã de Radiologia (1940) e do American College of Radiology (1945). Morreu vítima de câncer de pulmão em 1962, aos 70 anos. [...]

Acervo do Arquivo Nacional

Retrato de Manoel Dias de Abreu.

Roentgenfotografia foi o nome escolhido por Manoel de Abreu na apresentação da nova técnica à Sociedade de Medicina e Cirurgia do Rio de Janeiro em julho de 1936. Poucos anos mais tarde, em 1939, no I Congresso Nacional de Tuberculose, no Rio de Janeiro, a designação Abreugrafia foi aceita por unanimidade. O exame foi usado no rastreamento da tuberculose e doenças ocupacionais pulmonares, difundindo-se rapidamente pelo mundo graças ao baixo custo operacional e alta eficiência técnica. [...]

A importância da obra de Manoel de Abreu também levou à criação da Sociedade Brasileira de Abreugrafia em 1957 e à publicação da Revista Brasileira de Abreugrafia.

Nas últimas décadas, a manutenção precária dos equipamentos brasileiros (o que facilitava o excesso de exposição à radiação ionizante) e as diretrizes de proteção radiológica cada vez mais rigorosas acabaram limitando a utilização do método nos diversos países. A radiologia brasileira, no entanto, já havia dado uma importante contribuição para a medicina mundial.

HISTÓRIA da Radiologia. *Sociedade Paulista de Radiologia e Diagnóstico por Imagem*, [s.d.]. Disponível em: https://www.spr.org.br/a-spr/historia-da-radiologia. Acesso em: 8 ago. 2025.

Veja os principais assuntos e conceitos trabalhados neste capítulo acessando a seção **Resumindo** no livro digital, na Plataforma Poliedro.

Quer saber mais?

Sites

Conselho Regional de Química – IV Região. Linha do tempo. Disponível em: http://p.p4ed.com/TUXEH.
Linha do tempo que reúne fatos e acontecimentos pioneiros da Química. Acesso em: 29 maio 2025.

Monte um átomo. Disponível em: http://p.p4ed.com/VVALJ.
Simulador que pode ser usado para construir a estrutura de um átomo e saber mais sobre as partículas atômicas. Acesso em: 29 maio 2025.

Livro

ASIMOV, Isaac. *Cronologia das ciências e das descobertas.* Rio de Janeiro: Civilização Brasileira, 2001.
Esse livro explora, de maneira simples, o desenvolvimento científico ao longo da história.

Exercícios complementares

Modelos atômicos e partículas fundamentais

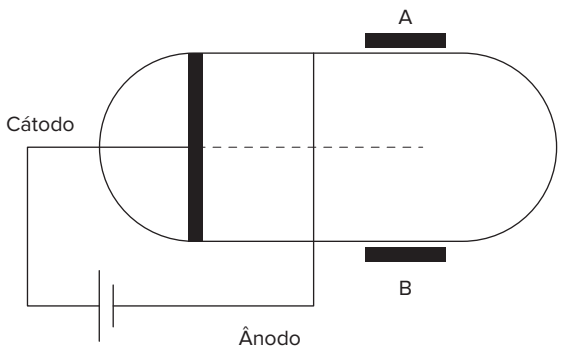
1. **Cefet-MG** Trata-se de um modelo no qual os átomos de um mesmo elemento químico possuem propriedades iguais. A união desses átomos na formação de compostos ocorre em proporções numéricas fixas e a reação química dos mesmos envolve apenas combinação, separação e rearranjo.
Essa descrição refere-se ao modelo atômico de
   a) Bohr.
   b) Dalton.
   c) Thomson.
   d) Rutherford.

2. **Cefet-MG** As investigações realizadas pelos cientistas ao longo da história introduziram a concepção do átomo como uma estrutura divisível, levando à proposição de diferentes modelos que descrevem a estrutura atômica.
O modelo que abordou essa ideia pela primeira vez foi o de
   a) Bohr.
   b) Dalton.
   c) Thomson.
   d) Rutherford.

3. **Fuvest-SP** Há exatos 100 anos, J. J. Thomson determinou, pela primeira vez, a relação entre a massa e a carga do elétron, o que pode ser considerado como a descoberta do elétron. É reconhecida como uma contribuição de Thomson ao modelo atômico,
   a) o átomo ser indivisível.
   b) a existência de partículas subatômicas.
   c) os elétrons ocuparem níveis discretos de energia.
   d) os elétrons girarem em órbitas circulares ao redor do núcleo.
   e) o átomo possuir um núcleo com carga positiva e uma eletrosfera.

4. **UEG-GO 2021** Um dos grandes desafios enfrentados pela Química, como ciência, foi desvendar a estrutura da matéria. O assunto foi discutido desde a Grécia antiga, por filósofos como Leucipo e Demócrito, que apresentaram hipóteses sobre a constituição da matéria. No entanto, foi somente no ano de 1803 que o inglês John Dalton (1766-1844) retomou as ideias originais dos filósofos atomistas, no desenvolvimento do seu modelo atômico, baseado em resultados experimentais, que auxiliaram na comprovação de suas hipóteses. Porém, no método científico, cada modelo atômico proposto manteve a sua validade, até que alguma evidência experimental o contradissesse. Dessa forma, com relação ao modelo atômico de Dalton, o principal fato científico que o levou a ser abandonado foi:
   a) a comprovação da natureza elétrica da matéria, com a descoberta do elétron.
   b) o espalhamento das partículas alfa, realizado por Ernest Rutherford.
   c) a explicação dos espectros de emissão atômica.
   d) a divisão do átomo em núcleo e eletrosfera.
   e) a descoberta da dualidade onda-partícula.

5. **UFG-GO** O esquema a seguir representa de modo simplificado o experimento de J. J. Thomson. Um feixe de partículas sai do cátodo, passa através de um orifício no ânodo e sofre a influência das placas metálicas A e B.



   De acordo com esse esquema, o feixe se aproxima de A quando
   a) as placas A e B forem negativas.
   b) a placa A for negativa e a B positiva.
   c) a placa A for positiva e a B negativa.
   d) as placas A e B forem positivas.
   e) as placas A e B forem neutras.

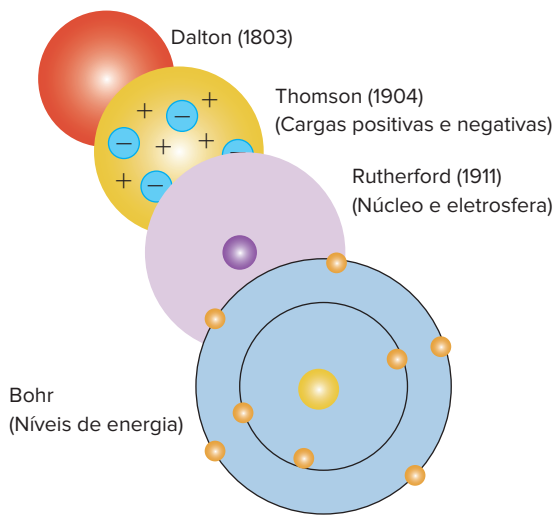
6. **EsPCEx-SP 2023** A elaboração de representações científicas é muito importante para organizar observações e conclusões resultantes do trabalho de pesquisa dos cientistas. Na Química, um dos mais emblemáticos exemplos dessa prática são os modelos atômicos. Cada um reúne a contribuição de diversos estudiosos, apesar de geralmente ser atribuído a apenas um deles. Nas alternativas a seguir, são apresentados alguns dos modelos atômicos (por meio da referência nominal aos seus respectivos elaboradores) e os nomes de alguns cientistas cujos trabalhos, citados entre parênteses, contribuíram para a elaboração de alguns desses modelos. Podemos afirmar que a relação entre o modelo atômico e o estudioso cujo trabalho contribuiu para a construção do respectivo modelo está corretamente apresentada na alternativa:
   a) Modelo de Dalton – Plücker (comprovação da existência dos raios catódicos).
   b) Modelo de Thomson – Becquerel (observação do fenômeno da radioatividade).
   c) Modelo de Rutherford – Heisenberg (Princípio da Incerteza).

d) Modelo de *Böhr – Planck* (propôs o conceito de quantização da energia).
e) Modelo de Sommerfeld – Chadwick (descoberta da partícula nêutron).

7. **Udesc 2016** Considerando os modelos atômicos mais relevantes, dentro de uma perspectiva histórica e científica, assinale a alternativa correta.
a) Até a descoberta da radioatividade, o átomo era tido como indivisível (Dalton). O modelo que o sucedeu foi de Thomson, que propunha o átomo ser formado por uma massa carregada positivamente com os elétrons distribuídos nela.
b) No modelo de Dalton, o átomo era constituído de um núcleo carregado positivamente e uma eletrosfera. O modelo seguinte foi o de Bohr que introduziu a ideia de que os elétrons ocupam orbitais com energias definidas, este modelo se assemelha ao modelo do sistema solar.
c) No modelo atômico de Dalton, o átomo era tido como indivisível. O modelo sucessor foi o de Rutherford, no qual o átomo era constituído de um núcleo carregado negativamente e uma eletrosfera.
d) O modelo de Dalton propunha que o átomo era formado por uma massa carregada positivamente com os elétrons distribuídos nela. O modelo seguinte foi o de Rutherford, no qual o átomo era constituído de um núcleo carregado positivamente e uma eletrosfera.
e) No modelo atômico de Dalton, os elétrons ocupam orbitais com energias definidas, este modelo se assemelha ao do sistema solar. O modelo que o sucedeu foi o de Thomson, que propunha o átomo ser formado por uma massa carregada positivamente com os elétrons distribuídos nela.

8. **Udesc 2025** As discussões envolvendo a constituição da matéria e a proposição de modelos para explicar a estrutura atômica fizeram parte de muitos momentos da história científica, especialmente nos séculos XIX e XX. John Dalton, Joseph John Thomson e Ernest Rutherford foram importantes cientistas que propuseram modelos atômicos.
Em relação às contribuições e limitações dos modelos propostos pelos atomistas supracitados, é correto afirmar que o modelo de**:**
a) Thomson era análogo ao sistema solar, em que os elétrons estariam ao redor do núcleo de modo semelhante aos planetas que orbitam ao redor do sol. Esse modelo permitiu compreender fenômenos de natureza elétrica, mas não conseguiu explicar o motivo dos elétrons orbitarem ao redor do núcleo positivo sem colapsar.
b) Thomson considerou o átomo como uma esfera maciça e indivisível, permitindo a compreensão sobre fenômenos de natureza elétrica, uma vez que os elétrons estariam ao redor dessa esfera. No entanto, a proposta não explicava a neutralidade do átomo
c) Rutherford, proposto a partir de dados experimentais, concluiu que apenas algumas partículas alfa teriam a trajetória desviada, pois o átomo seria constituído por uma esfera carregada positivamente com elétrons distribuídos de maneira uniforme em seu volume. Entretanto, seu modelo não explicava a atração eletrostática entre as partículas negativas e positivas do átomo.
d) Dalton contestou diretamente a proposta de modelo atômico apresentada por Rutherford, a partir da verificação experimental que conduziu a ideia de que o átomo era um grande espaço vazio, com um núcleo pequeno e denso, com elétrons incrustados. Mesmo assim, a proposta não era suficiente para explicar fenômenos de natureza elétrica.
e) Dalton foi útil para explicar a proporção de reagentes e de produtos envolvidos em uma reação química, mas não foi suficiente para explicar fenômenos radioativos e de natureza elétrica.

9. **Fuvest-SP 2025** A figura a seguir apresenta a evolução dos modelos atômicos, desde o primeiro, proposto por Dalton em 1803, até o de Bohr, proposto em 1913.



Sobre os quatro modelos atômicos apresentados, é correto afirmar:
a) Todos os modelos previram a presença de cargas positivas no núcleo atômico.
b) O modelo proposto por Thomson, por prever a existência de nêutrons, não poderia explicar a radiação alfa (α).
c) Diferentemente do modelo de Dalton, o modelo de Rutherford não explica a estrutura de cátions e ânions.
d) Apenas o modelo de Bohr, com o advento de balanças de precisão, considerou a diferença de massa entre os elementos.
e) Elementos radioativos não poderiam ser explicados pelo modelo proposto por Dalton.

10. **UFPR** Considere as seguintes afirmativas sobre o modelo atômico de Rutherford:

1. O modelo atômico de Rutherford é também conhecido como modelo planetário do átomo.

2. No modelo atômico, considera-se que elétrons de cargas negativas circundam em órbitas ao redor de um núcleo de carga positiva.

3. Segundo Rutherford, a eletrosfera, local onde se encontram os elétrons, possui um diâmetro menor que o núcleo atômico.

4. Na proposição do seu modelo atômico, Rutherford se baseou num experimento em que uma lamínula de ouro foi bombardeada por partículas alfa.

Assinale a alternativa correta.

a) Somente a afirmativa 1 é verdadeira.
b) Somente as afirmativas 3 e 4 são verdadeiras.
c) Somente as afirmativas 1, 2 e 3 são verdadeiras.
d) Somente as afirmativas 1, 2 e 4 são verdadeiras.
e) As afirmativas 1, 2, 3 e 4 são verdadeiras.

11. **UEM-PR 2016** Sobre os modelos atômicos e a quantização da energia é correto afirmar:

01 Segundo os resultados dos experimentos de Ernest Rutherford, um átomo é formado por um núcleo (que é muito pequeno quando comparado com o próprio átomo) com carga elétrica positiva, no qual se concentra praticamente toda a massa do átomo. Ao redor do núcleo localizam-se os elétrons, que neutralizam a carga positiva.

02 A teoria quântica ganhou notoriedade em torno do ano 1900 com o trabalho de Max Planck. De acordo com os estudos de Planck, um corpo, ao passar de um estado de menor energia para outro de maior energia, absorve uma quantidade discreta de energia chamada *quantum* de energia.

04 O modelo atômico proposto por Niels Bohr indica que os elétrons em um átomo podem ocupar somente algumas energias discretas e que esses elétrons percorrem órbitas circulares com um determinado raio fixo.

08 Considerando o modelo atômico de Bohr, quanto maior for a energia de um elétron no átomo, maior será o raio de sua órbita.

16 Segundo o modelo atômico de Thomson, os elétrons giram em torno de um núcleo em órbitas circulares e elípticas.

Soma:

12. **UFMG** Os diversos modelos para o átomo diferem quanto às suas potencialidades para explicar fenômenos e resultados experimentais.

Em todas as alternativas, o modelo atômico está corretamente associado a um resultado experimental que ele pode explicar, exceto em:

a) O modelo de Rutherford explica por que algumas partículas alfa não conseguem atravessar uma lâmina metálica fina e sofrem fortes desvios.
b) O modelo de Thomson explica por que a dissolução de cloreto de sódio em água produz uma solução que conduz eletricidade.
c) O modelo de Dalton explica por que um gás, submetido a uma grande diferença de potencial elétrico, se torna condutor de eletricidade.
d) O modelo de Dalton explica por que a proporção em massa dos elementos de um composto é definida.

13. **UFSC** Na famosa experiência de Rutherford, no início do século XX, com a lâmina de ouro, o(s) fato(s) que (isoladamente ou em conjunto), indicava(m) o átomo possuir um núcleo pequeno e positivo foi(foram):

01 As partículas alfa teriam cargas negativas.

02 Ao atravessar a lâmina, uma maioria de partículas alfa sofreria desvio de sua trajetória.

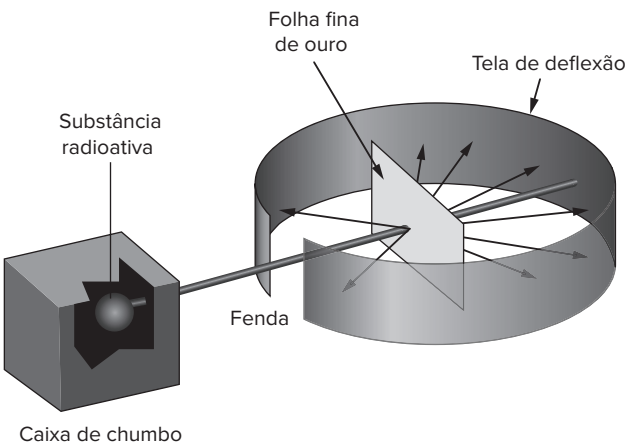
04 Um grande número de partículas alfa não atravessaria a lâmina.

08 Um pequeno número de partículas alfa atravessando a lâmina sofreria desvio de sua trajetória.

16 A maioria das partículas alfa atravessaria os átomos da lâmina sem sofrer desvio de sua trajetória.

Soma:

14. **Ufam 2024** Em 1909, Hans Geiger e Ernest Marsden realizaram o experimento, representado na figura abaixo, sob a supervisão de Ernest Rutherford, para investigar a estrutura do átomo:



Esse experimento estabeleceu o modelo nuclear do átomo usando um feixe de:

a) núcleos de hélio, que colidiram com uma folha de metal e se espalharam.
b) partículas β, que colidiram com uma folha de metal e foram absorvidas.
c) raios γ, que colidiram com uma folha de metal e foram absorvidos.
d) átomos de hélio, que colidiram com uma folha de metal e foram refletidos.
e) partículas μ (múons), que colidiram com uma folha de metal e se espalharam.

15. Enem 2019 Um teste de laboratório permite identificar alguns cátions metálicos ao introduzir uma pequena quantidade do material de interesse em uma chama de bico de Bunsen para, em seguida, observar a cor da luz emitida.

A cor observada é proveniente da emissão de radiação eletromagnética ao ocorrer a:

a) mudança da fase sólida para a fase líquida do elemento metálico.
b) combustão dos cátions metálicos provocada pelas moléculas de oxigênio da atmosfera.
c) diminuição da energia cinética dos elétrons em uma mesma órbita na eletrosfera atômica.
d) transição eletrônica de um nível mais externo para outro mais interno na eletrosfera atômica.
e) promoção dos elétrons que se encontram no estado fundamental de energia para níveis mais energéticos.

16. Enem 2024 As placas que indicam saída de emergência brilham no escuro, pois apresentam substâncias que fosforecem na cor amarelo-esverdeada após exposição à luz ambiente, conforme a figura.

Esse fenômeno ocorre pela presença do sulfeto de zinco (ZnS), dopado com prata ou cobre, na superfície da placa.

Zinc Sulphide Phosphorescence. Disponível em: https://physicsopenlab.org. Acesso em: 8 nov. 2023 (adaptado).

O aparecimento do brilho nessas condições ocorre como consequência de

a) colisões interatômicas.
b) coloração dos átomos.
c) transições eletrônicas.
d) reações nucleares.
e) reflexão da luz.

17. Unesp Na evolução dos modelos atômicos, a principal contribuição introduzida pelo modelo de Bohr foi:

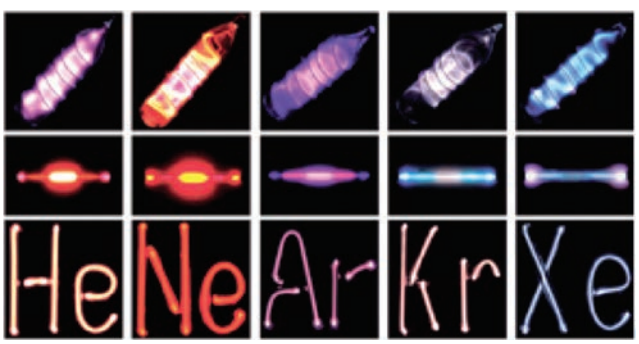
a) a indivisibilidade do átomo.
b) a existência de nêutrons.
c) a natureza elétrica da matéria.
d) a quantização de energia das órbitas eletrônicas.
e) a maior parte da massa do átomo está no núcleo.

18. UFU-MG 2018 O "brilho" das placas de trânsito, quando recebem luz dos faróis dos carros no período da noite, pode ser compreendido pelo efeito da luminescência. Sem esse efeito, teríamos dificuldade de visualizar a informação das placas no período noturno, o que acarretaria possíveis acidentes de trânsito.

Esse efeito, conhecido como:

a) fosforescência, pode ser explicado pela quantização de energia dos elétrons e seu retorno ao estado mais energético, conforme o Modelo Atômico de Rutherford.
b) bioluminescência, pode ser explicado pela mudança de nível energético dos elétrons e seu retorno ao nível menos energético, conforme o Modelo de Rutherford-Bohr.
c) fluorescência, pode ser explicado pela excitação dos elétrons e seu retorno ao estado menos energético, conforme o Modelo Atômico de Bohr.
d) luminescência, pode ser explicado pela produção de luz por meio da excitação dos elétrons, conforme o Modelo Atômico de Thomson.

19. Famerp-SP 2021 Lâmpadas de neon são tubos contendo gases rarefeitos submetidos a uma diferença de potencial. Quando elétrons percorrem o tubo, colidem com as moléculas do gás e emitem luz com cor característica do elemento químico, conforme ilustra a figura.



(www.fart-neon.com)

A natureza da luz emitida pelas lâmpadas de neon pode ser explicada pelos modelos atômicos de

a) Rutherford e Bohr.
b) Dalton e Rutherford.
c) Bohr e Dalton.
d) Dalton e Thomson.
e) Thomson e Bohr.

20. UFPR As teorias atômicas vêm se desenvolvendo ao longo da história. Até o início do século XIX, não se tinha um modelo claro da constituição da matéria. De lá até a atualidade, a ideia de como a matéria é constituída sofreu diversas modificações, como se pode observar no modelo atômico de Bohr, que manteve paradigmas conceituais sobre a constituição da matéria, mas também inseriu novos conceitos surgidos no início do século XX.

No modelo atômico de Bohr:

1. O elétron circula em órbita com raio definido.
2. O elétron é descrito por uma função de onda.
3. Para descrever o elétron num orbital são necessários 4 números quânticos.
4. Toda a massa do átomo está concentrada no núcleo, que ocupa uma porção ínfima do espaço.

Entre as afirmativas acima, correspondem ao modelo atômico de Bohr:

a) 1 e 2 apenas.
b) 2 e 3 apenas.
c) 2, 3 e 4 apenas.
d) 1 e 4 apenas.
e) 1, 3 e 4 apenas.

21. **IFSul-RS 2019** Figurinhas que brilham no escuro apresentam em sua constituição a substância sulfeto de zinco. A mesma substância está presente nos interruptores de luz que brilham à noite e em fogos de artifício. O brilho é um fenômeno observado quando se adicionam aos materiais sais de diferentes metais que têm a propriedade de emitir um brilho amarelo esverdeado depois de expostos à luz.
O modelo atômico que explica tais fenômenos foi proposto por:

a) Rutherford
b) Dalton
c) Thomson
d) Bohr

22. **UPE** Um laboratório brasileiro desenvolveu uma técnica destinada à identificação da origem de "balas perdidas", comuns nos confrontos entre policiais e bandidos. Trata-se de uma munição especial, fabricada com a adição de corantes fluorescentes, visíveis apenas sob luz ultravioleta. Ao se disparar a arma carregada com essa munição, são liberados os pigmentos no atirador, no alvo e em tudo o que atravessar, permitindo rastrear a trajetória do tiro.

MOUTINHO, Sofia. "À caça de evidências". *Ciência Hoje*. 24-31 maio 2011. (Adapt.)

Qual dos modelos atômicos a seguir oferece melhores fundamentos para a escolha de um equipamento a ser utilizado na busca por evidências dos vestígios desse tipo de bala?

a) Modelo de Dalton.
b) Modelo de Thompson.
c) Modelo de Rutherford-Bohr.
d) Modelo de Dalton-Thompson.
e) Modelo de Rutherford-Thompson.

23. **Uern** Durante anos, os cientistas desvendaram os mistérios que envolviam o átomo. Sem desprezar os conceitos anteriores, cada um foi criando o seu próprio modelo atômico a partir da falha do modelo anterior, ou simplesmente não explicava. Com o cientista dinamarquês Niels Bohr não foi diferente, pois ele aprimorou o modelo atômico de Rutherford, utilizando a teoria de Max Planck, e elaborou sua própria teoria nos seguintes fundamentos, exceto:

a) Não é possível calcular a posição e a velocidade de um elétron num mesmo instante.
b) Os elétrons giram ao redor do núcleo em órbitas circulares, com energia fixa e determinada.
c) Os elétrons movimentam-se nas órbitas estacionárias e, nesse movimento, não emitem energia espontaneamente.
d) Quando o elétron recebe energia suficiente do exterior, ele salta para outra órbita. Após receber essa energia, o elétron tende a voltar à órbita de origem, devolvendo a energia recebida (na forma de luz ou calor).

24. **UFT-TO 2025** Sobre os modelos atômicos, assinale a alternativa incorreta.

a) O modelo atômico de Dalton é o único modelo que não incorpora o conceito de cargas elétricas no átomo.
b) Os modelos atômicos desenvolvidos no século XIX foram os modelos de Dalton, Thomson e Rutherford.
c) O modelo que introduziu o conceito de quantização da energia do elétron foi o modelo de Niels Bohr.
d) O modelo que introduziu o conceito de órbita elíptica no modelo atômico foi o modelo de Sommerfeld.

25. **PUC-PR** Com o passar do tempo, os modelos atômicos sofreram várias mudanças, pois novas ideias surgiam sobre o átomo. Considerando os modelos atômicos existentes, assinale a alternativa correta.

a) Para Dalton, átomos iguais possuem massas iguais e átomos diferentes possuem massas diferentes, teoria aceita nos dias atuais.
b) No modelo de Rutherford, temos no átomo duas regiões bem definidas: núcleo e eletrosfera, a qual é dividida em níveis e subníveis.
c) O modelo atômico de Thomson chamava-se "modelo do pudim de passas", no qual os prótons seriam as passas e os elétrons, o pudim.
d) Para Sommerfeld, se um elétron está na camada L, este possui uma órbita circular e três órbitas elípticas.
e) Para Bohr, quando um elétron recebe energia, este passa para uma camada mais afastada do núcleo; cessada a energia recebida, o elétron retorna a sua camada inicial, emitindo essa energia na forma de onda eletromagnética.

26. **Uefs-BA 2016** Os modelos atômicos foram sendo modificados ao longo do tempo, a partir de evidências experimentais, a exemplo dos modelos de Thomson, proposto com base em experimentos com tubo de raios catódicos e o de Rutherford, que, ao fazer incidir

partículas alfa, α, sobre lâminas de ouro, observou que a maioria das partículas atravessavam a lâmina, algumas desviavam e poucas eram refletidas.
A partir das considerações do texto, é correto destacar:

a) As partículas subatômicas de cargas elétricas opostas estão localizadas no núcleo do átomo, segundo Thomson.

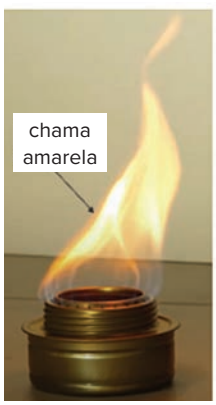
b) O modelo de Thomson considera que o átomo é constituído por elétrons que ocupam diferentes níveis de energia.

c) O núcleo do átomo é denso e positivo com um tamanho muito menor do que o do seu raio atômico, de acordo com Rutherford.

d) As experiências com raios catódicos evidenciaram a presença de partículas de carga elétrica positiva nos átomos dos gases analisados.

e) O experimento conduzido por Rutherford permitiu concluir que as partículas positivas e negativas constituintes dos átomos têm massas iguais.

27. **Fuvest-SP 2024** Quando uma solução de NaCℓ é colocada em contato com uma chama, observa-se uma luz amarela (figura I). Quando esse mesmo experimento é realizado na presença de uma lâmpada de Na, a chama aparenta estar preta (figura II).



(I) Chama na presença de solução de NaCℓ.

(II) Chama na presença de solução de NaCℓ, irradiada com lâmpada de Na.

Considerando que um material emite e absorve radiação em um mesmo comprimento de onda, assinale a afirmação correta sobre o experimento.

a) Na figura (I), a chama é amarela devido à absorção de luz pelos átomos de Na; enquanto, em (II), a chama está preta porque o Na deixa de absorver quando a chama é irradiada pela lâmpada de sódio.

b) Na figura (I), a chama é amarela porque esta é a cor de qualquer chama; enquanto, em (II), a chama está preta porque o Na absorve a energia da chama.

c) Na figura (I), a chama é amarela porque esta é a cor de qualquer chama; enquanto, em (II), a chama está preta devido à combustão incompleta.

d) Na figura (I), a chama é amarela devido à emissão de luz pelos átomos de Na; enquanto, em (II), a chama está preta devido à combustão incompleta.

e) Na figura (I), a chama é amarela devido à emissão de luz pelos átomos de Na; enquanto, em (II), a chama está preta porque os átomos de Na da chama absorvem a luz proveniente da lâmpada de Na.

28. **UFPR** A constituição elementar da matéria sempre foi uma busca do homem. Até o início do século XIX, não se tinha uma ideia concreta de como a matéria era constituída. Nas duas últimas décadas daquele século e início do século XX, observou-se um grande avanço das ciências e com ele a evolução dos modelos atômicos. Acerca desse assunto, numere a coluna da direita de acordo com sua correspondência com a coluna da esquerda.

1. Próton	☐	Partícula de massa igual a $9{,}109 \cdot 10^{-31}$ kg e carga elétrica de $-1{,}602 \cdot 10^{-19}$ C.
2. Elétron	☐	Partícula constituída por um núcleo contendo prótons e nêutrons, rodeado por elétrons que circundam em órbitas estacionárias.
3. Átomo de Dalton	☐	Partícula indivisível e indestrutível durante as transformações químicas.
4. Átomo de Rutherford	☐	Partícula de massa igual a $1{,}673 \cdot 10^{-27}$ kg, que corresponde à massa de uma unidade atômica.
5. Átomo de Bohr	☐	Partícula que possui um núcleo central dotado de cargas elétricas positivas, sendo envolvido por uma nuvem de cargas elétricas negativas.

Assinale a alternativa que apresenta a numeração correta da coluna da direita, de cima para baixo.

a) 2 – 5 – 3 – 1 – 4.
b) 1 – 3 – 4 – 2 – 5.
c) 2 – 4 – 3 – 1 – 5.
d) 2 – 5 – 4 – 1 – 3.
e) 1 – 5 – 3 – 2 – 4.

29. **Uece 2016** Na visão de Sommerfeld, o átomo é

a) uma esfera maciça, indivisível, homogênea e indestrutível.

b) uma esfera de carga positiva que possui elétrons de carga negativa nela incrustados.

c) constituído por camadas eletrônicas contendo órbita circular e órbitas elípticas.

d) constituído por núcleo e eletrosfera, em que todos os elétrons estão em órbitas circulares.

30. **IFSP** A tabela a seguir apresenta os valores das partículas subatômicas e número de massa.

Espécie química	Partículas por átomo			Número de massa
	Prótons	Elétrons	Nêutrons	
Ca	a	20	b	40
Ca^{2+}	20	c	20	d

Os valores de a, b, c e d são, respectivamente,

a) 18, 22, 18, 40.
b) 20, 20, 18, 40.
c) 20, 20, 20, 40.
d) 20, 22, 20, 42.
e) 20, 20, 22, 42.

Isótopos, isóbaros, isótonos, isoeletrônicos e distribuição eletrônica

31. **IFCE 2024** O elemento químico bromo é um halogênio pertencente ao 4º período da tabela periódica. É um dos poucos elementos conhecidos que, à temperatura ambiente, se encontram no estado líquido. Possui dois isótopos naturais: ^{79}Br e ^{81}Br, ambos com uma abundância de aproximadamente 50%. A principal fonte de bromo é o mar, na forma de brometo (Br^-). O número de prótons, nêutrons e elétrons do isótopo 81 do brometo ($^{81}_{35}Br^-$) é

a) 36, 35 e 46.
b) 35, 44 e 34.
c) 36, 79 e 35.
d) 34, 81 e 35.
e) 35, 46 e 36.

32. **Col. Naval-RJ 2020** Considere os átomos genéricos A, B e C. Sabe-se que o número de massa de A é igual a 101, o número de massa de C é 96 e o número atômico de B é 47. Além disso, tem-se o conhecimento de que A é isóbaro de B, B é isótono de C e o íon C^{2+} é isoeletrônico de A. Sendo assim, quais são os números atômicos dos elementos A e C, respectivamente?

a) 42 e 40
b) 40 e 42
c) 50 e 52
d) 52 e 50
e) 45 e 47

33. **Unifor-CE 2023** A tabela a seguir apresenta o número atômico e o número de elétrons das seguintes espécies.

Espécie	Número atômico	Número de elétrons	Número de massa
A	11	10	23
B	20	18	40
C	20	20	42
D	20	22	42
E	11	11	23

Com base nos dados projetados, considere as seguintes afirmativas:

I. A é ânion de E.
II. B é cátion de C.
III. C e D são isóbaros.
IV. D e E são isótonos.
V. A e E são isoeletrônicos.

É correto o que se afirma apenas em

a) I e II.
b) II e III.
c) I e IV.
d) III e V.
e) IV e V.

34. **Uerj** A descoberta dos isótopos foi de grande importância para o conhecimento da estrutura atômica da matéria.
Sabe-se, hoje, que os isótopos ^{54}Fe e ^{56}Fe têm, respectivamente, 28 e 30 nêutrons.
A razão entre as cargas elétricas dos núcleos dos isótopos ^{54}Fe e ^{56}Fe é igual a:

a) 0,5
b) 1,0
c) 1,5
d) 2,0

35. **FGV-SP** A tabela seguinte apresenta dados referentes às espécies K, K^+, Ca^{2+} e S^{2-}.

Espécie	Z	Nêutrons
K	19	22
K^+	19	22
Ca^{2+}	20	22
S^{2-}	16	18

Em relação a essas espécies, são feitas as seguintes afirmações:

I. K^+ e Ca^{2+} são isótonos;

II. K e Ca^{2+} são isóbaros;

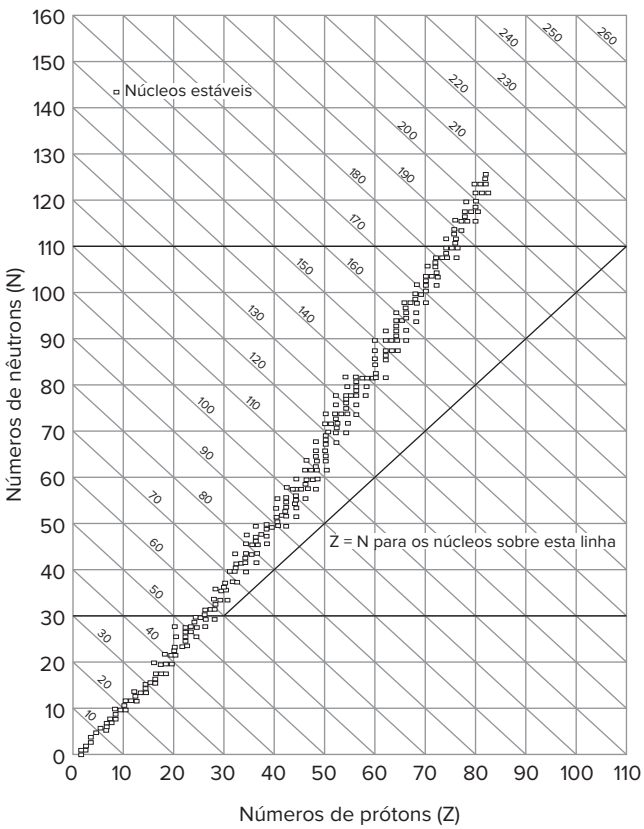
III. K^+ tem mais prótons que K;

IV. K^+ e S^{2-} têm o mesmo número de elétrons.

É correto apenas o que se afirma em

a) I e II.
b) I e III.
c) I e IV.
d) II e III.
e) II e IV.

36. **Enem** Os núcleos dos átomos são constituídos de prótons e nêutrons, sendo ambos os principais responsáveis pela sua massa. Nota-se que, na maioria dos núcleos, essas partículas não estão presentes na mesma proporção. O gráfico mostra a quantidade de nêutrons (*N*) em função da quantidade de prótons (*Z*) para os núcleos estáveis conhecidos.



KAPLAN, I. *Física nuclear.* Rio de Janeiro: Guanabara Dois, 1978. (Adapt.)

O antimônio é um elemento químico que possui 50 prótons e possui vários isótopos – átomos que só se diferem pelo número de nêutrons. De acordo com o gráfico, os isótopos estáveis do antimônio possuem

a) entre 12 e 24 nêutrons a menos que o número de prótons.
b) exatamente o mesmo número de prótons e nêutrons.
c) entre 0 e 12 nêutrons a mais que o número de prótons.
d) entre 12 e 24 nêutrons a mais que o número de prótons.
e) entre 0 e 12 nêutrons a menos que o número de prótons.

37. **IFCE 2019** Comparando os elementos abaixo, todos de um mesmo período da tabela periódica, e seguindo as semelhanças atômicas entre eles é correto afirmar-se que:

$$_{11}A^{23}\ _{12}B^{24}\ _{13}C^{27}\ _{14}D^{32}\ _{15}E^{31}\ _{17}F^{35}$$

a) D e E; A e B são isóbaros.
b) B e D; D e E são isótopos.
c) A e B; D e C são isóbaros.
d) D e F; B e C são isótonos.
e) A e B; D e F são isótonos.

38. **UFU-MG** Há um grande medo nas pessoas em relação aos avanços das técnicas nucleares. Porém, áreas como a medicina, a agricultura e particularmente a indústria farmacêutica são beneficiadas com o desenvolvimento destas técnicas. A radioterapia, por exemplo, que teve sua origem na aplicação do elemento rádio pelo casal Curie, para destruir células cancerosas, é hoje realizada com radioisótopos do iodo, como o iodo-131, em terapia para eliminar lesões, identificadas nos radiodiagnósticos da tireoide.

Fonte: www.cnen.gov.br/ensino/apostilas/aplica.pdf.

Sobre esse radioisótopo, assinale a alternativa correta.

a) A principal diferença entre radioisótopos do iodo, como o iodo-131 e o iodo-123, está no número de prótons presentes no núcleo destes elementos.
b) O iodo-131 possui 77 nêutrons e seu número atômico é 53.
c) Sabendo que o iodo-131 é incorporado ao corpo do paciente através da ingestão de iodeto de potássio (KI), pode-se afirmar que, neste composto, o número de oxidação do iodo é −1.
d) Os isótopos, que são átomos de diferentes elementos químicos, podem ser explicados a partir dos postulados de Dalton sobre a teoria atômica.

39. **UFRGS 2019** Assinale a alternativa que exibe uma série isoeletrônica.

Dados: $_8O$; $_{13}A\ell$; $_{14}Si$; $_{16}S$; $_{17}C\ell$; $_{19}K$; $_{20}Ca$; $_{34}Se$; $_{35}Br$.

a) $A\ell^{3+} - Si^{4+} - S^{2-} - C\ell^-$
b) $C\ell^- - Br^- - Se^{2-} - O^{2-}$
c) $Si^{4+} - Se^{2-} - C\ell^- - Br^-$
d) $Ca^{2+} - A\ell^{3+} - Si^{4+} - Br^-$
e) $K^+ - Ca^{2+} - S^{2-} - C\ell^-$

40. **Cefet-MG** O ânion de um átomo desconhecido (X^-) apresenta distribuição eletrônica finalizada em $4s^2$. Esse átomo é o

a) hélio.
b) sódio.
c) cálcio.
d) potássio.

41. **Cefet-RJ** Considere as informações, mostradas abaixo, a respeito de três elementos genericamente representados pelas letras A, B e C. Com base nas informações, identifique a alternativa que apresenta a distribuição eletrônica, em subníveis de energia, do átomo C.

- O elemento A apresenta número atômico 26 e número de massa 56.
- O elemento A é isótono do elemento B.
- O elemento B é isóbaro do elemento C e isoeletrônico do íon C^{2+}.
- O elemento B apresenta número de massa 58.

a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^8$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^2$

42. **Uece 2021** A distribuição eletrônica diz respeito ao modo como os elétrons estão distribuídos nas camadas ou níveis de energia que ficam ao redor do núcleo de um átomo. Considere um átomo que possui, em um nível energético, os subníveis s, p, d, f assim distribuídos:

I. O subnível "s" contém o número máximo de elétrons.
II. O subnível "p" contém o triplo do número de elétrons do subnível "s".
III. O subnível "d" contém o número x + 4 de elétrons, em que x é o número de elétrons que contém o subnível "p".
IV. O subnível "f" contém menos 3 elétrons do número de elétrons que contém o subnível "d".

De acordo com a distribuição apresentada anteriormente, é correto afirmar que o número total de elétrons deste nível energético é

a) 24.
b) 23.
c) 26.
d) 25.

43. **UFPR** Considere as seguintes afirmativas sobre dois elementos genéricos X e Y:

- X tem número de massa igual a 40;
- X é isóbaro de Y;
- Y tem número de nêutrons igual a 20.

Assinale a alternativa que apresenta, respectivamente, o número atômico e a configuração eletrônica para o cátion bivalente de Y.

a) 20 e $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$.
b) 18 e $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$.
c) 20 e $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 4p^2$.
d) 20 e $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$.
e) 18 e $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$.

44. **IFCE 2019** O metal de transição ferro Fe (Z = 26) pode formar duas espécies catiônicas, o íon ferroso Fe^{2+} e o íon férrico Fe^{3+}. Apresenta as configurações eletrônicas corretas para as duas espécies catiônicas do elemento ferro o item:

a) $Fe^{2+}\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$
$Fe^{3+}\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^5$
b) $Fe^{2+}\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^6$
$Fe^{3+}\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^3$
c) $Fe^{2+}\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^6$
$Fe^{3+}\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^5$
d) $Fe^{2+}\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^8$
$Fe^{3+}\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^9$
e) $Fe^{2+}\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^8$
$Fe^{3+}\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^7$

45. **UFPR 2017** As propriedades das substâncias químicas podem ser previstas a partir das configurações eletrônicas dos seus elementos. De posse do número atômico, pode-se fazer a distribuição eletrônica e localizar a posição de um elemento na tabela periódica, ou mesmo prever as configurações dos seus íons. Sendo o cálcio pertencente ao grupo dos alcalinos terrosos e possuindo número atômico Z = 20, a configuração eletrônica do seu cátion bivalente é:

a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^2$
e) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 4p^2$

46. **PUC-Rio** Potássio, alumínio, sódio e magnésio, combinados ao cloro, formam sais que dissolvidos em água liberam os íons K^+, $A\ell^{3+}$, Na^+ e Mg^{2+}, respectivamente. Sobre esses íons é correto afirmar que:

a) $A\ell^{3+}$ possui raio atômico maior do que Mg^{2+}.
b) Na^+ tem configuração eletrônica semelhante à do gás nobre Argônio.
c) $A\ell^{3+}$, Na^+ e Mg^{2+} são espécies químicas isoeletrônicas, isto é, possuem o mesmo número de elétrons.
d) K^+ possui 18 prótons no núcleo e 19 elétrons na eletrosfera.
e) K^+ e Mg^{2+} são isótonos, isto é, os seus átomos possuem o mesmo número de nêutrons.

47. UEM-PR 2020 Com base no modelo teórico proposto por Erwin Schrödinger e em conhecimentos correlatos para descrever os átomos, assinale o que for correto.

01 Para um orbital, há uma distribuição espacial das posições que um elétron pode ocupar.

02 Cada orbital s pode conter, no máximo, 2 elétrons.

04 Não é possível medir simultaneamente e com exatidão a posição e a velocidade de um elétron.

08 Em um átomo, podem existir dois elétrons com os quatro números quânticos iguais.

16 A configuração eletrônica do átomo de nitrogênio $^{14}_{7}N$ é $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$.

Soma:

48. Unimontes-MG Elementos químicos paramagnéticos são aqueles que têm elétrons não emparelhados e são fortemente atraídos por um campo magnético. As configurações eletrônicas abreviadas de quatro elementos, no estado fundamental, são dadas a seguir:

Mg (magnésio): $[Ne]\ 3s^2$

Cℓ (cloro): $[Ne]\ 3s^2\ 3p^5$

Zn (zinco): $[Ar]\ 4s^2\ 3d^{10}$

O (oxigênio): $[He]\ 2s^2\ 2p^4$

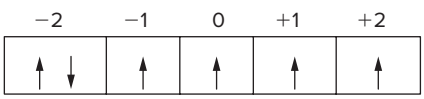
De acordo com essas configurações, o(s) elemento(s) fortemente atraído(s) por um campo magnético será(ão)

a) Mg, apenas.
b) Zn e Mg, apenas.
c) O, apenas.
d) Cℓ e O, apenas.

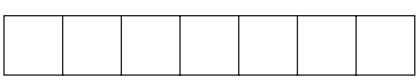
49. Acafe-SC 2020 Um átomo X possui o conjunto de números quânticos do seu elétron mais externo dado por: $n = 4$, $\ell = 0$, $m = 0$ e $s = +\frac{1}{2}$ (considerando que o primeiro elétron a ocupar o orbital possui número quântico de *spin* $+\frac{1}{2}$). Este átomo é isótono de um átomo hipotético Y que possui uma relação com X dada por $A_Y - A_X = 7$. Assinale a alternativa que apresenta o conjunto de números quânticos do elétron mais externo do cátion trivalente do átomo Y.

	n	ℓ	m	s
a)	3	2	−2	$-\frac{1}{2}$
b)	4	0	0	$-\frac{1}{2}$
c)	3	2	0	$+\frac{1}{2}$
d)	3	2	+2	$+\frac{1}{2}$

50. Uece 2024 O preenchimento de 6 elétrons em um determinado subnível da camada M de um átomo em seu estado fundamental segue a regra de Hund e está representado no esquema abaixo. Os quatro números quânticos do último elétron colocado são: $n = 3$; $\ell = 2$; $m_\ell = -2$; $m_s = +\frac{1}{2}$.



Baseando-se nessa informação e nos dados referentes a esse preenchimento, coloque 12 elétrons no seguinte esquema e assinale a opção que apresenta corretamente os quatro números quânticos do último elétron colocado, sabendo que esse subnível é da camada O.



a) $n = 5$; $\ell = 3$; $m_\ell = +2$; $m_s = +\frac{1}{2}$
b) $n = 5$; $\ell = 3$; $m_\ell = +1$; $m_s = +\frac{1}{2}$
c) $n = 5$; $\ell = 4$; $m_\ell = +1$; $m_s = +\frac{1}{2}$
d) $n = 4$; $\ell = 3$; $m_\ell = +1$; $m_s = -\frac{1}{2}$

BNCC em foco

EM13CNT303

1. A imagem a seguir mostra um selo dinamarquês confeccionado em homenagem aos 50 anos da proposição da teoria atômica de Niels Bohr, um respeitado físico nascido na Dinamarca.

Marzolino/Shutterstock.com

Entre todas as representações do átomo propostas ao longo dos anos, você considera que a mostrada no selo é a mais adequada para demonstrar a teoria do cientista homenageado? Por quê?

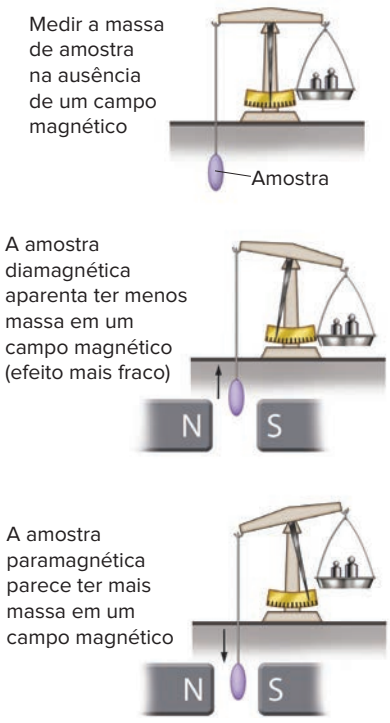
EM13CNT209

2. Em estudos que relatam descobertas de corpos celestes no espaço, é possível que sejam apresentadas informações sobre a composição dos astros, sugerindo que eles apresentam elementos químicos conhecidos da tabela periódica. Considerando a distância desses corpos celestes em relação ao planeta Terra e sabendo que nossa tecnologia atual não permite enviar equipamentos para esses locais, os conhecimentos sobre qual modelo atômico podem auxiliar os astrônomos a identificar os elementos químicos presentes nesses astros?

a) Modelo de Dalton.
b) Modelo de Thomson.
c) Modelo de Newton.
d) Modelo de Bohr.

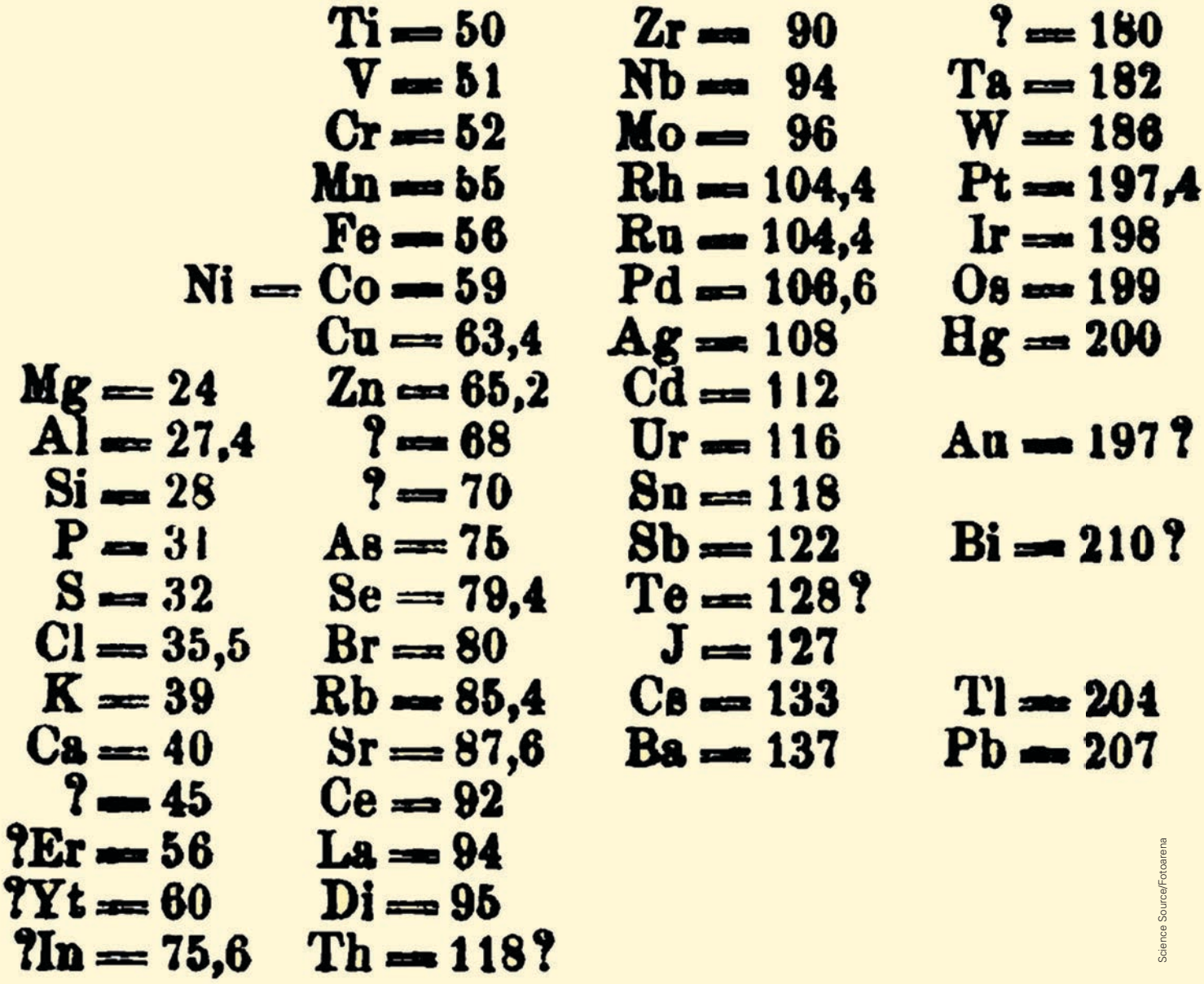
EM13CNT301

3. Observe o experimento mostrado a seguir, esquematizado para avaliar as propriedades magnéticas de uma amostra.



Fonte: BROWN, Theodore; LEMAY, H. Eugene; BURSTEN, Bruce E. *Química*: a ciência central. 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice-Hall, 2005. p. 322.

Explique os resultados observados nos experimentos, analisando as diferenças entre as amostras diamagnética e paramagnética.



Ti = 50 Zr = 90 ? = 180
V = 51 Nb = 94 Ta = 182
Cr = 52 Mo = 96 W = 186
Mn = 55 Rh = 104,4 Pt = 197,4
Fe = 56 Ru = 104,4 Ir = 198
Ni = Co = 59 Pd = 106,6 Os = 199
Cu = 63,4 Ag = 108 Hg = 200
Mg = 24 Zn = 65,2 Cd = 112
Al = 27,4 ? = 68 Ur = 116 Au = 197?
Si = 28 ? = 70 Sn = 118
P = 31 As = 75 Sb = 122 Bi = 210?
S = 32 Se = 79,4 Te = 128?
Cl = 35,5 Br = 80 J = 127
K = 39 Rb = 85,4 Cs = 133 Tl = 204
Ca = 40 Sr = 87,6 Ba = 137 Pb = 207
? = 45 Ce = 92
?Er = 56 La = 94
?Yt = 60 Di = 95
?In = 75,6 Th = 118?

Science Source/Fotoarena

FRENTE 1

CAPÍTULO

2

Tabela periódica

"Vi num sonho uma tabela em que todos os elementos se encaixavam como requerido. Ao despertar, escrevi-a imediatamente numa folha de papel." Em seu sonho, Mendeleiev compreendera que, quando os elementos eram listados na ordem de seus pesos atômicos, suas propriedades se repetiam numa série de intervalos periódicos. Por essa razão, chamou sua descoberta de Tabela Periódica dos Elementos.

STRATHERN, P. *O sonho de Mendeleiev*: a verdadeira história da química. Trad. Maria Luiza X. de A. Borges. Rio de Janeiro: Zahar, 2002. p. 246.

O desenvolvimento da tabela periódica

Atualmente, a tabela periódica adotada no mundo inteiro segue os padrões estabelecidos pela IUPAC, mas a elaboração desse modelo envolveu o trabalho de vários cientistas ao longo de muitos anos.

Em meados do século XIX, cerca de 63 elementos químicos já haviam sido descobertos. Com o passar do tempo e o desenvolvimento de novas técnicas de caracterização de substâncias químicas, os cientistas reconheceram semelhanças entre as propriedades físicas e químicas desses elementos, e algumas tentativas de organizá-los começaram a surgir.

As tríades de Döbereiner

Arquivo da editora.

Johann Wolfgang Döbereiner.

Entre 1817 e 1829, o químico alemão Johann Wolfgang Döbereiner começou a associar elementos químicos com propriedades semelhantes em grupos de três, chamados por ele de tríades. Essa proposta ocorreu em 1817, quando o químico notou que a massa atômica do estrôncio era aproximadamente a média das massas atômicas do cálcio e do bário, conforme quadro a seguir.

Elemento químico	Massa atômica
(1º) Cálcio	40
(2º) Estrôncio	≅ 88
(3º) Bário	137

Tríade do cálcio, estrôncio e bário.

Em 1829, Döbereiner descobriu uma tríade composta de cloro, bromo e iodo e outra composta de lítio, sódio e potássio. Atualmente, esses elementos químicos são chamados representativos e classificados como halogênios e metais alcalinos, respectivamente.

Elemento químico	Massa atômica
(1º) Cloro	35,5
(2º) Bromo	≅ 80
(3º) Iodo	126,9

Tríade do cloro, bromo e iodo.

Elemento químico	Massa atômica
(1º) Lítio	6,9
(2º) Sódio	23
(3º) Potássio	39,1

Tríade do lítio, sódio e potássio.

Döbereiner postulou que, na natureza, os elementos químicos se organizavam em tríades, dentro das quais a massa atômica do elemento químico central era a média aritmética das massas atômicas dos elementos químicos extremos.

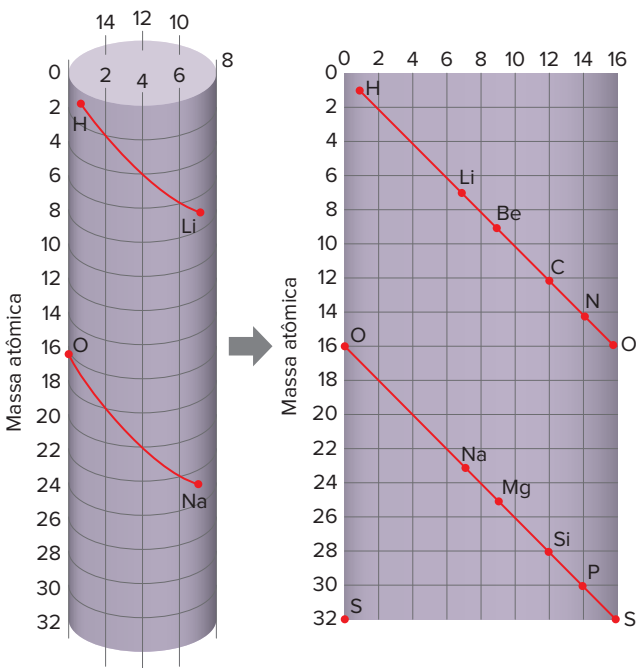
No entanto, foram descobertos elementos de propriedades químicas semelhantes cujas massas atômicas desrespeitavam essa regra e, com isso, a **lei das tríades** foi abandonada.

Parafuso telúrico de Chancourtois

Arquivo da editora.

Alexandre Emile Beguyer de Chancourtois.

Alexandre Emile Beguyer de Chancourtois, em 1862, dispôs os elementos químicos conhecidos em ordem crescente de massa atômica sobre uma espiral traçada ao redor de um cilindro.



Parafuso telúrico de Chancourtois.

Chancourtois observou que os elementos químicos colocados na mesma vertical apresentavam propriedades semelhantes. Assim, foi o primeiro cientista a reconhecer que as propriedades químicas se repetiam a cada sete elementos químicos. Entretanto, para massas atômicas mais elevadas, não se observava nenhuma obediência à regra.

Lei das oitavas de Newlands

Arquivo da editora.

John Alexander Reina Newlands.

Em 1864, John Alexander Reina Newlands observou que, organizando os elementos químicos conhecidos em ordem crescente das massas atômicas, o oitavo elemento químico era semelhante ao primeiro; o nono era semelhante ao segundo; e assim por diante, como em uma escala musical.

Nessa forma de classificação, a cada oito elementos químicos, as propriedades se repetiam, por isso a proposta de Newlands recebeu o nome de **lei das oitavas**.

Essa classificação funcionava até o cálcio; contudo, a partir dele, passou a apresentar sérias contradições.

Dó	Ré	Mi	Fá	Sol	Lá	Si
H	Li	Be	B	C	N	O
F	Na	Mg	Aℓ	Si	P	S
Cℓ	K	Ca	Ti	Cr		

Tabela de Newlands.

A tabela de Dmitri Mendeleev

Arquivo da editora.

Dmitri Ivanovich Mendeleev.

Em 1869, Dmitri Ivanovich Mendeleev criou cartões que continham o símbolo do elemento químico, a massa atômica e as propriedades químicas para cada um dos 63 elementos químicos conhecidos na época. Depois, colocando as cartas em uma mesa, organizou-as em ordem crescente de massas atômicas em 12 linhas horizontais, e colocou na mesma vertical os elementos químicos com propriedades semelhantes, originando uma tabela.

Série	Grupo I		Grupo II		Grupo III		Grupo IV		Grupo V		Grupo VI		Grupo VII		Grupo VIII		
1		H 1															
2	Li 7		Be 9,4		B 11		C 12		N 14		O 16		F 19				
3		Na 23		Mg 24		Aℓ 27,3		Si 28		P 31		S 32		Cℓ 35,5			
4	K 39		Ca 40		? 44		Ti 48		V 51		Cr 52		Mn 55		Fe-56	Co-59	Ni-59
5		Cu 63		Zn 65		? 68		? 72		As 75		Se 78		Br 80			
6	Rb 85		Sr 87		? 88		Zr 90		Nb 94		Mo 96		? 100		Ru-104	Rh-104	Pd-106
7		Ag 108		Cd 112		In 113		Sn 118		Sb 122		Te 128		I 127			
8	Cs 133		Ba 137		? 138		? 140										
9																	
10			? 178		? 180		Ta 182		W 184						Os-195	Ir-197	Pt-198
11		Au 199		Hg 200		Tℓ 204		Pb 207		Bi 208							
12							Th 231						U 240				

Tabela de Mendeleev.

Mendeleev deixou em sua tabela muitos espaços vazios, dizendo que seriam ocupados mais tarde por elementos químicos até então desconhecidos. Ele previu também algumas características desses elementos que foram confirmadas com o tempo.

O quadro a seguir mostra algumas propriedades previstas por Mendeleev para o eka-silício (do grego *eka* = abaixo) e as propriedades determinadas posteriormente para o elemento químico germânio, descoberto em 1886.

Propriedade	Eka-silício	Germânio
Massa atômica	72	72,6
Densidade	5,5	5,47
Cor	Cinzento	Cinzento-claro
Volume atômico	13 cm^3	13,22 cm^3
Composto com o cloro	$XC\ell_4$	$GeC\ell_4$

Propriedades previstas por Mendeleev para o eka-silício e propriedades determinadas para o germânio, elemento químico descoberto em 1886 e que substituiu o eka-silício na tabela periódica.

Em 1871, Mendeleev termina seu artigo, em que estabeleceu a chamada lei periódica, com as seguintes palavras:

> Muitas propriedades físicas e químicas dos elementos variam periodicamente em função de suas massas atômicas.

MENDELEEV *apud* VERMA, N. K. *Comprehensive Chemistry IX*. New Delhi: Laxmi Publications, 1871. p. 126.

Um dos problemas da tabela de Mendeleev era que alguns elementos químicos pareciam fora de lugar. A massa do argônio, por exemplo, é 40, a mesma do cálcio, que não correspondia à posição desse elemento químico na tabela, pois o argônio é um gás inerte, e o cálcio, um metal reativo. Essas anomalias levaram alguns cientistas a questionar o uso das massas atômicas relativas como base para a organização dos elementos químicos.

Moseley e o número atômico

Arquivo da editora.

Henry Moseley.

No começo do século XX, o físico Henry Moseley, ao examinar os espectros de raios X de cerca de 40 elementos químicos, descobriu que todos os átomos de um mesmo elemento químico apresentavam a mesma carga nuclear, ou seja, o mesmo número atômico (Z).

Com a descoberta do número atômico, Moseley pôde corrigir algumas anomalias observadas na tabela de Mendeleev. Ele organizou os elementos químicos em função dos números atômicos, e não das massas atômicas, como havia proposto o químico russo.

Assim, surge a lei periódica atual, proposta por Moseley:

> Muitas propriedades físicas e químicas dos elementos variam periodicamente em função de seus números atômicos.

MOSELEY *apud* SETHI, M. S.; RAGHAVAN, P. S. *Concepts and problems in inorganic chemistry*, 1998.

Os elementos químicos transurânicos

Arquivo da editora.

Glenn Seaborg.

A última grande mudança na estrutura da tabela periódica se deu em razão do trabalho de Glenn Seaborg em meados do século XX. Com a descoberta do plutônio, em 1940, ele descobriu também os elementos químicos transurânicos de números atômicos 94 a 102. Em 1945, Seaborg reconfigurou a tabela periódica incluindo os elementos químicos transurânicos recentemente descobertos, colocando a série dos actinídeos embaixo da série dos lantanídeos. Em 1951, Seaborg recebeu o prêmio Nobel por seu trabalho e teve seu nome atribuído ao elemento químico de número atômico 106 (Sg – seabórgio).

transurânicos: todos os elementos químicos com número atômico (Z) maior que 92. Esses elementos químicos são artificiais.

Classificação periódica atual

São conhecidos 118 elementos químicos na classificação periódica atual. Eles estão dispostos em ordem crescente de número atômico, formando sete linhas horizontais chamadas **períodos** e 18 linhas verticais chamadas **colunas**, **grupos** ou **famílias**.

Tabela periódica

1																	18
1 H hidrogênio 1,008	2											13	14	15	16	17	2 He hélio 4,0026
3 Li lítio 6,94	4 Be berílio 9,0122											5 B boro 10,81	6 C carbono 12,011	7 N nitrogênio 14,007	8 O oxigênio 15,999	9 F flúor 18,998	10 Ne neônio 20,180
11 Na sódio 22,990	12 Mg magnésio 24,305	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Aℓ alumínio 26,982	14 Si silício 28,085	15 P fósforo 30,974	16 S enxofre 32,06	17 Cℓ cloro 35,45	18 Ar argônio 39,948
19 K potássio 39,098	20 Ca cálcio 40,078(4)	21 Sc escândio 44,956	22 Ti titânio 47,867	23 V vanádio 50,942	24 Cr crômio 51,996	25 Mn manganês 54,938	26 Fe ferro 55,845(2)	27 Co cobalto 58,933	28 Ni níquel 58,693	29 Cu cobre 63,546(3)	30 Zn zinco 65,38(2)	31 Ga gálio 69,723	32 Ge germânio 72,630(8)	33 As arsênio 74,922	34 Se selênio 78,971(8)	35 Br bromo 79,904	36 Kr criptônio 83,798(2)
37 Rb rubídio 85,468	38 Sr estrôncio 87,62	39 Y ítrio 88,906	40 Zr zircônio 91,224(2)	41 Nb nióbio 92,906	42 Mo molibdênio 95,95	43 Tc tecnécio [98]	44 Ru rutênio 101,07(2)	45 Rh ródio 102,91	46 Pd paládio 106,42	47 Ag prata 107,87	48 Cd cádmio 112,41	49 In índio 114,82	50 Sn estanho 118,71	51 Sb antimônio 121,76	52 Te telúrio 127,60(3)	53 I iodo 126,90	54 Xe xenônio 131,29
55 Cs césio 132,91	56 Ba bário 137,33	57 a 71	72 Hf háfnio 178,49(2)	73 Ta tântalo 180,95	74 W tungstênio 183,84	75 Re rênio 186,21	76 Os ósmio 190,23(3)	77 Ir irídio 192,22	78 Pt platina 195,08	79 Au ouro 196,97	80 Hg mercúrio 200,59	81 Tℓ tálio 204,38	82 Pb chumbo 207,2	83 Bi bismuto 208,98	84 Po polônio [209]	85 At astato [210]	86 Rn radônio [222]
87 Fr frâncio [223]	88 Ra rádio [226]	89 a 103	104 Rf rutherfórdio [267]	105 Db dúbnio [268]	106 Sg seabórgio [269]	107 Bh bóhrio [270]	108 Hs hássio [269]	109 Mt meitnério [278]	110 Ds darmstádtio [281]	111 Rg roentgênio [281]	112 Cn copernício [285]	113 Nh nihônio [286]	114 Fℓ fleróvio [289]	115 Mc moscóvio [288]	116 Lv livermório [293]	117 Ts tennesso [294]	118 Og oganessônio [294]

57 La lantânio 138,91	58 Ce cério 140,12	59 Pr praseodímio 140,91	60 Nd neodímio 144,24	61 Pm promécio [145]	62 Sm samário 150,36(2)	63 Eu európio 151,96	64 Gd gadolínio 157,25(3)	65 Tb térbio 158,93	66 Dy disprósio 162,50	67 Ho hólmio 164,93	68 Er érbio 167,26	69 Tm túlio 168,93	70 Yb itérbio 173,05	71 Lu lutécio 174,97
89 Ac actínio [227]	90 Th tório 232,04	91 Pa protactínio 231,04	92 U urânio 238,03	93 Np netúnio [237]	94 Pu plutônio [244]	95 Am amerício [243]	96 Cm cúrio [247]	97 Bk berquélio [247]	98 Cf califórnio [251]	99 Es einstênio [252]	100 Fm férmio [257]	101 Md mendelévio [258]	102 No nobélio [259]	103 Lr laurêncio [262]

3 — número atômico
Li — símbolo químico
lítio — nome
[6,938 -6,997] — peso atômico (ou número de massa do isótopo mais estável)

Períodos

As sete linhas horizontais da tabela periódica são denominadas **períodos**, e o número do período corresponde ao número de camadas (níveis de energia) que o elemento químico apresenta em sua distribuição eletrônica. Por exemplo, se um elemento químico está no 4º período da tabela periódica, significa que ele apresenta quatro camadas na sua distribuição eletrônica.

Observe o exemplo:

$$_{20}Ca: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$$

O elemento químico cálcio tem um total de quatro camadas em sua distribuição eletrônica. Portanto, encontra-se no 4º período da tabela periódica.

É importante notar que nos 6º e 7º períodos existem duas séries de 14 elementos químicos cada denominadas **série dos lantanídeos (6º período)** e **série dos actinídeos (7º período)**. Essas séries, por comodidade, são representadas separadamente da tabela, evitando assim uma tabela muito longa, conforme observado a seguir.

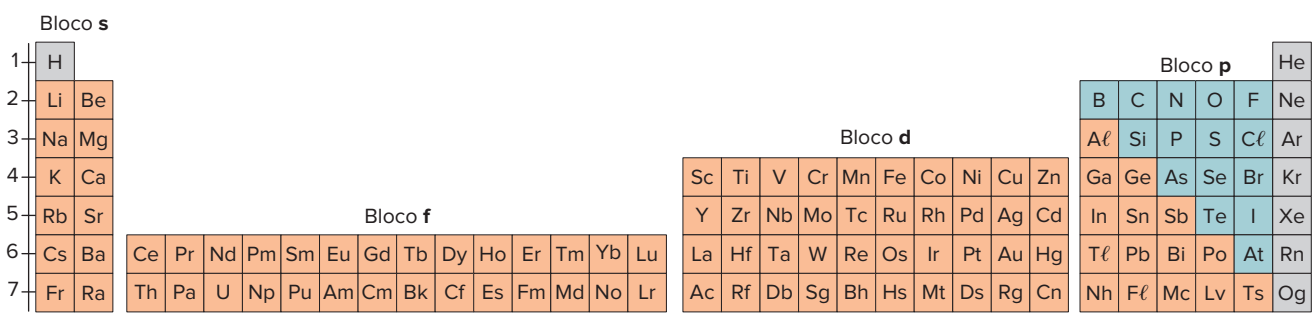


Tabela periódica com as séries dos lantanídeos e actinídeos nos lugares corretos.

Exercício resolvido

1. Determine a qual período pertencem os elementos químicos $_{43}Tc$ e $_{86}Rn$.

Resolução:

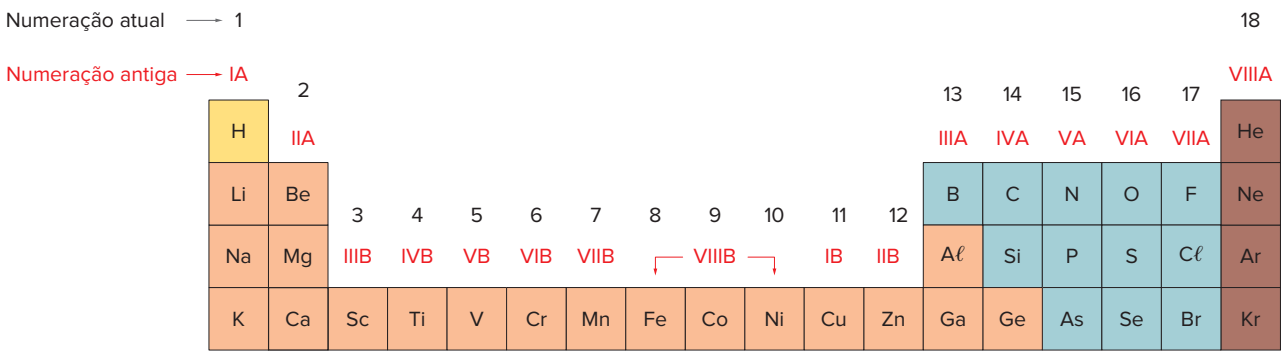
$_{43}Tc$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^5 \Rightarrow$ pertence ao 5º período, pois apresenta cinco camadas ou níveis de energia.

$_{86}Rn$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6p^6 \Rightarrow$ pertence ao 6º período, pois apresenta seis camadas ou níveis de energia.

Colunas, grupos ou famílias

As dezoito linhas verticais da tabela periódica são denominadas **colunas**, **grupos** ou **famílias**. Cada uma agrupa elementos químicos com propriedades químicas semelhantes.

Antigamente, a numeração das dezoito colunas era feita em algarismos romanos e dividida em grupos **A** e **B**. Em 1985, a IUPAC propôs que colunas, grupos ou famílias da tabela fossem numerados de 1 a 18, da esquerda para a direita, conforme a figura a seguir.



Numeração atual e antiga dos grupos, colunas ou famílias da tabela periódica.

Além da numeração, alguns grupos apresentam nomes especiais, conforme mostrado no quadro a seguir.

Número do grupo, coluna ou família		Nome do grupo, coluna ou família	Elementos químicos
Atual	Antiga		
1	IA	Metais alcalinos	Li, Na, K, Rb, Cs e Fr.
2	IIA	Metais alcalinoterrosos	Be, Mg, Ca, Sr, Ba e Ra.
16	VIA	Calcogênios	O, S, Se, Te, Po e Lv.
17	VIIA	Halogênios	F, Cℓ, Br, I, At e Ts.
18	VIIIA	Gases nobres	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn e Og.

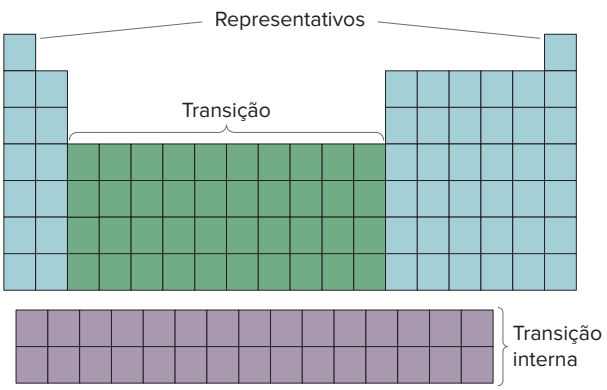
Nomes de alguns grupos da tabela periódica.

Atenção

Embora o hidrogênio apareça na coluna 1, ele não é um metal alcalino. O hidrogênio apresenta propriedades tão diferentes dos demais elementos químicos que, em algumas classificações, ele aparece fora da tabela.

Os outros grupos que não têm um nome especial podem ser chamados pelo nome do primeiro elemento químico do grupo; por exemplo, o grupo 14 da tabela (C, Si, Ge, Sn, Pb e Fℓ) pode ser chamado de família do carbono.

Entre as classificações de grupos que ocorrem na tabela periódica, temos o grupo dos **elementos químicos representativos** (antiga família A) e o grupo dos **elementos químicos de transição** (antiga família B), que se dividem em **transição externa** (ou simplesmente **transição**) e elementos químicos de **transição interna** (série dos lantanídeos e série dos actinídeos).



Divisão entre elementos químicos representativos e elementos químicos de transição.

Saiba mais

Terras-raras

Os elementos químicos de números atômicos 57 a 71 (La-Lu), denominados lantanídeos, mais os de número 21 e 39 (Sc e Y), formam o grupo conhecido como **terras-raras** (TRs), totalizando 17 elementos. Esta denominação se deve ao fato de as terras-raras terem sido descobertas na forma de seus óxidos (semelhantes às terras) e que seus minérios de origem eram considerados raros. No entanto, sabe-se hoje da abundância desses elementos, sendo o cério de maior ocorrência na superfície do planeta que o cobre.

As terras-raras são metais de transição, sendo os lantanídeos considerados de transição interna. Presentes em centenas de minerais, essas substâncias têm na monazita, na bastnasita e na xenotímia seus principais minérios. Em especial, configuram-se em insumos essenciais para a produção de catalisadores utilizados no refino do petróleo, mas também estão presentes no processo de fabricação de diversos itens de alta tecnologia, como superímãs aplicados em geradores eólicos e motores de carros elétricos, em lâmpadas (fluorescentes e LEDs), bem como em telas de televisores e monitores. […]

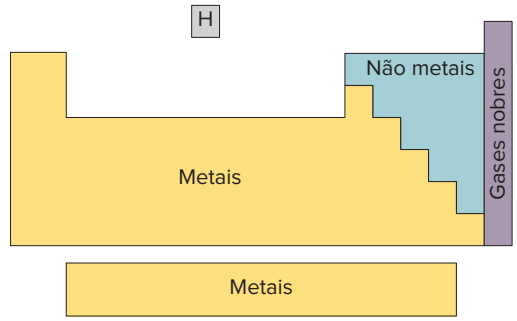
A China é a maior produtora mundial de terras-raras, exercendo quase um monopólio nesse mercado […]. O país controla cerca de 95% das reservas disponíveis. Em menor escala, destacam-se a Rússia e outras ex-repúblicas soviéticas que formam a Comunidade dos Estados Independentes (CEI), além de EUA, Austrália e Índia. Recentemente, EUA e Austrália retomaram a produção em jazidas inativas. Os maiores consumidores desses elementos são China, Japão, EUA, Alemanha e França.

Apesar de ter um expressivo potencial de produção, o Brasil ainda é um importador de terras-raras, que abastecem indústrias de catalisadores, vidros, cerâmicas, entre outros materiais. As reservas provadas do País, que podem ser lavradas economicamente, são de pouco mais de 30 mil toneladas, menos de 1% do volume mundial. No entanto, os investimentos em promissores polos produtores são crescentes: Araxá e Poços de Caldas (MG), Catalão e Minaçu (GO) e Pitinga (AM).

Dezenas de locais, no litoral e no interior do país, também possuem incidência de minérios contendo TRs, de acordo com o estudo "Avaliação do Potencial dos Minerais Estratégicos do Brasil", coordenado pelo Serviço Geológico do Brasil (CPRM), do Ministério de Minas e Energia. […]

GONÇALVES, Jonas. Terras-raras. *Química Viva*, Conselho Regional de Química da 4ª Região, 13 jun. 2013. Disponível em: http://crq4.org.br/quimicaviva_terrasraras. Acesso em: 8 ago. 2025.

Outra separação importante é a divisão entre metais, não metais (ou ametais), gases nobres e hidrogênio, conforme representado a seguir.



Divisão em metais, não metais (ou ametais), gases nobres e hidrogênio.

Saiba mais

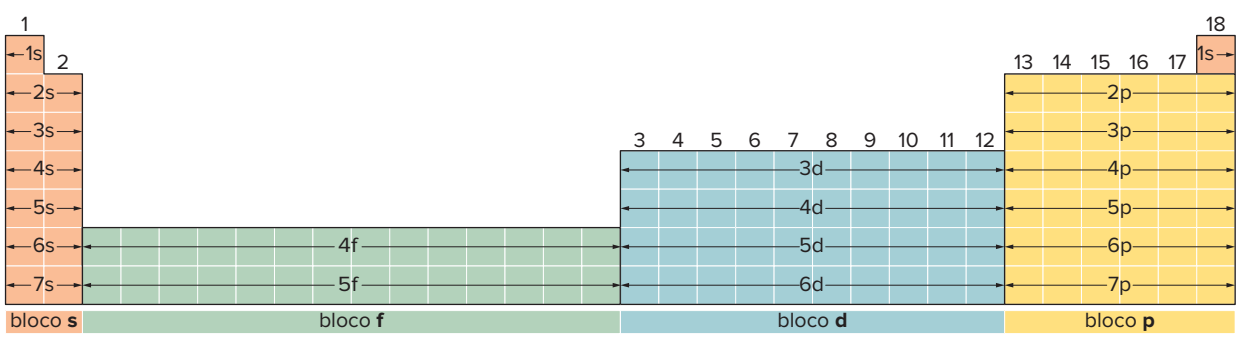
Estado físico dos elementos químicos

A maioria dos elementos químicos encontra-se no estado sólido a 25 °C e 1 atm. Existem apenas dois elementos químicos que, nessas condições, estão no estado líquido, e alguns no estado gasoso, de acordo com o quadro a seguir:

Estado físico a 25 °C e 1 atm	Elementos químicos e sua localização
Líquido	Mercúrio (Hg), um metal da coluna 12
	Bromo (Br), um ametal da coluna 17
Gasoso	Gases nobres (He, Ne, Ar, Xe, Kr e Rn), localizados na coluna 18
	Hidrogênio (H), localizado na coluna 1
	Oxigênio (O), localizado na coluna 16
	Nitrogênio (N), localizado na coluna 15
	Cloro (Cℓ) e flúor (F), localizados na coluna 17

A tabela periódica e o diagrama de Linus Pauling

O arranjo da tabela periódica é, na verdade, a transcrição da distribuição eletrônica de acordo com os subníveis de energia. A partir do subnível mais energético da distribuição eletrônica de um elemento químico, podemos identificar a qual bloco ele pertence, de acordo com a imagem a seguir.

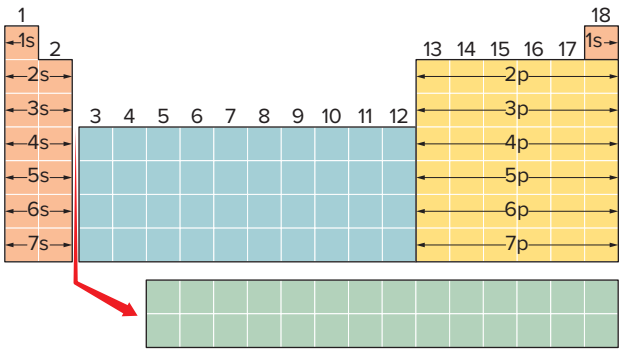


Divisão em blocos *s*, *p*, *d* e *f* na tabela periódica.

Conforme caminhamos em um período da esquerda para a direita, o número atômico do elemento químico aumenta em uma unidade, ou seja, aumenta um próton em seu núcleo e, consequentemente, um elétron em sua eletrosfera; o último elétron adicionado (elétron mais energético) é chamado elétron de diferenciação.

Elementos representativos

Os elementos químicos representativos (colunas 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 e 18) apresentam o elétron de diferenciação (elétron mais energético) no subnível *s* ou *p*.



Blocos *s* e *p* na tabela periódica.

Com base na distribuição eletrônica de um elemento químico, podemos identificar sua localização (coluna e período) na tabela periódica. Já sabemos que o número de camadas de um elemento químico indica o período em que ele se encontra; para localizar a coluna, grupo ou família de um elemento químico representativo, devemos observar a quantidade de elétrons na camada de valência (última camada). Observe o quadro a seguir.

Número da coluna, grupo ou família		Quantidade de elétrons na camada de valência (última camada)
Atual	Antiga	
1	IA	1
2	IIA	2
13	IIIA	3
14	IVA	4
15	VA	5
16	VIA	6
17	VIIA	7
18	VIIIA	8

Correspondência entre o número da família e a quantidade de elétrons na camada de valência.

Dessa forma, conhecendo o número atômico de um elemento químico, podemos determinar sua localização na tabela periódica. Observe o exemplo do cálcio ($_{20}$Ca):

$$_{20}Ca: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$$

- O cálcio apresenta um total de quatro camadas; portanto, encontra-se no 4º período da tabela periódica.
- Seu elétron de diferenciação (último elétron) encontra-se no subnível *s*; trata-se de um elemento químico representativo.
- Apresenta dois elétrons na camada de valência ($4s^2$); portanto, encontra-se na coluna 2 (antiga família IIA).

Exercício resolvido

2. Determine a localização (coluna e período) dos seguintes elementos químicos:

a) $_{35}$Br

b) $_{55}$Cs

Resolução:

a) $_{35}Br: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5 \Rightarrow$ 4º período da coluna 17 (antiga família VIIA).

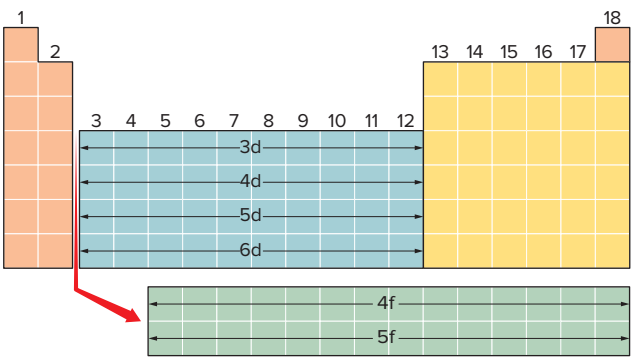
- O bromo apresenta um total de quatro camadas; portanto, encontra-se no 4º período da tabela periódica.
- Seu elétron de diferenciação (último elétron) encontra-se no subnível *p*; trata-se de um elemento químico representativo.
- Apresenta sete elétrons na camada de valência ($4s^2 4p^5$); portanto, encontra-se na coluna 17 (antiga família VIIA).

b) $_{55}Cs: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^1 \Rightarrow$ 6º período da coluna 1 (antiga família IA).

- O césio apresenta um total de seis camadas; portanto, encontra-se no 6º período da tabela periódica.
- Seu elétron de diferenciação (último elétron) encontra-se no subnível *s*; trata-se de um elemento químico representativo.
- Apresenta um elétron na camada de valência ($6s^1$); portanto, encontra-se na coluna 1 (antiga família IA).

Elementos químicos de transição

Os elementos químicos de transição externa (colunas 3 a 12) apresentam o elétron de diferenciação (elétron mais energético) no subnível *d*, e os elementos químicos de transição interna (série dos lantanídeos e série dos actinídeos) apresentam o elétron de diferenciação no subnível *f*.



Blocos *d* e *f* na tabela periódica.

Para localizar a coluna, grupo ou família de um elemento químico de transição externa, devemos somar os elétrons do subnível *s* da camada de valência aos elétrons do subnível *d* da penúltima camada, conforme o exemplo a seguir, do vanádio ($_{23}$V).

$$_{23}V: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^3$$

- O vanádio apresenta um total de quatro camadas; portanto, encontra-se no 4º período da tabela periódica.
- Seu elétron de diferenciação (último elétron) está no subnível *d*; trata-se de um elemento químico de transição externa.
- Apresenta dois elétrons no subnível *s* da camada de valência ($4s^2$) e três elétrons no subnível *d* da penúltima camada ($3d^3$); efetuando-se a soma, temos: 2 + 3 = 5; portanto, encontra-se na coluna 5 (antiga família VB).

Exercício resolvido

3. Determine a localização (coluna e período) do elemento químico cádmio ($_{48}Cd$).

Resolução:

$_{48}Cd$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}$

- O cádmio apresenta um total de cinco camadas; portanto, encontra-se no 5º período da tabela periódica.
- Seu elétron de diferenciação (último elétron) está no subnível *d*; trata-se de um elemento químico de transição externa.
- Apresenta dois elétrons no subnível *s* da camada de valência ($5s^2$) e 10 elétrons no subnível *d* da penúltima camada ($4d^{10}$); efetuando-se a soma, temos: 2 + 10 = 12; portanto, encontra-se na coluna 12 (antiga família IIB).

Propriedades periódicas

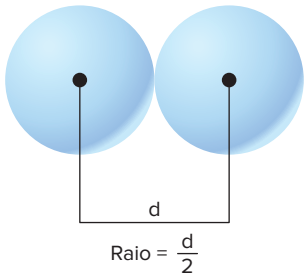
Conforme analisamos sequencialmente os elementos químicos na tabela periódica, podemos observar que os valores de muitas propriedades químicas e físicas variam em intervalos regulares em função do aumento dos números atômicos. As propriedades que se comportam dessa forma são chamadas **propriedades periódicas**.

Existem também propriedades que não apresentam variação em intervalos regulares, como a massa atômica, que cresce sempre com o aumento do número atômico. As propriedades que não apresentam variação em intervalos regulares são chamadas **aperiódicas**.

As propriedades periódicas são muito importantes, pois permitem a previsão das propriedades dos elementos químicos em uma mesma família. A seguir, veremos algumas propriedades periódicas e sua variação em função do número atômico.

Raio atômico

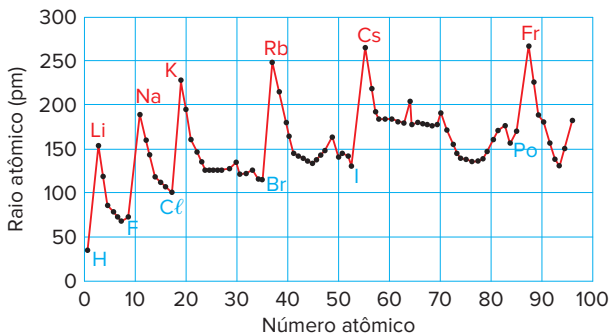
O tamanho do átomo, ou o raio atômico, é uma propriedade difícil de se determinar, pois a dimensão de um átomo é delimitada por sua eletrosfera, que não tem um limite bem definido. Dessa forma, convencionou-se que o raio atômico de um elemento químico é a metade da distância interatômica entre dois átomos iguais que se encostam.



Raio atômico médio.

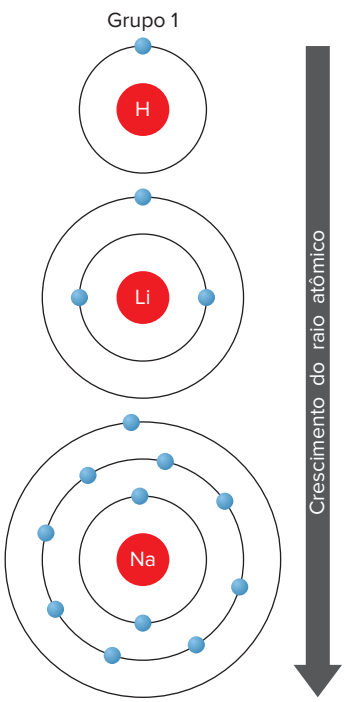
Variação do raio atômico na tabela periódica

O gráfico a seguir ilustra a variação do raio atômico em função do número atômico.



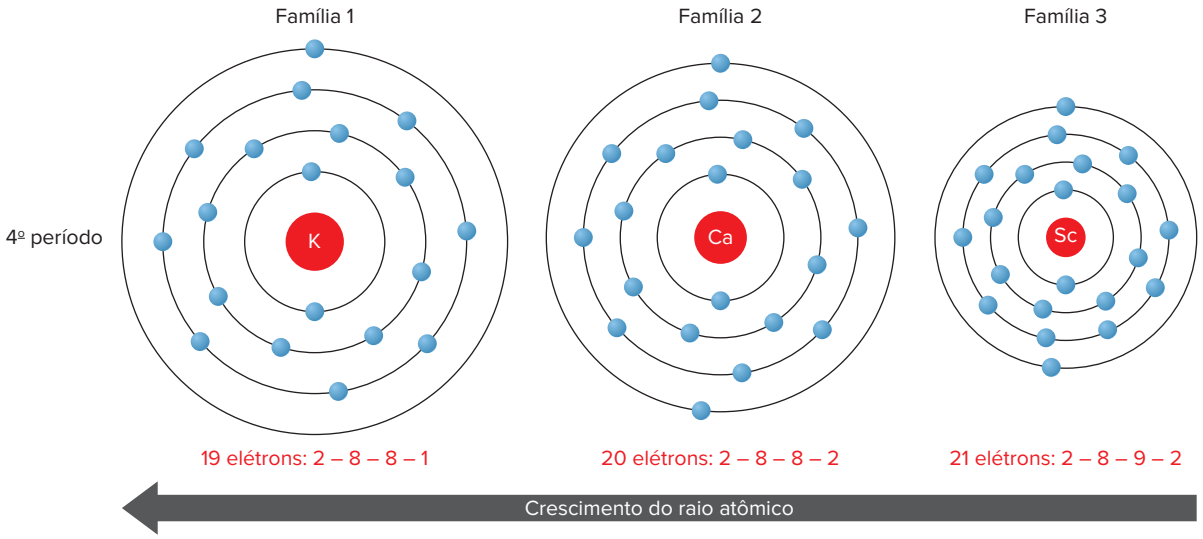
Variação do raio atômico em função do número atômico.

Nos grupos, os raios atômicos aumentam de cima para baixo, porque, nesse sentido, ocorre um aumento do número de níveis de energia (camadas).



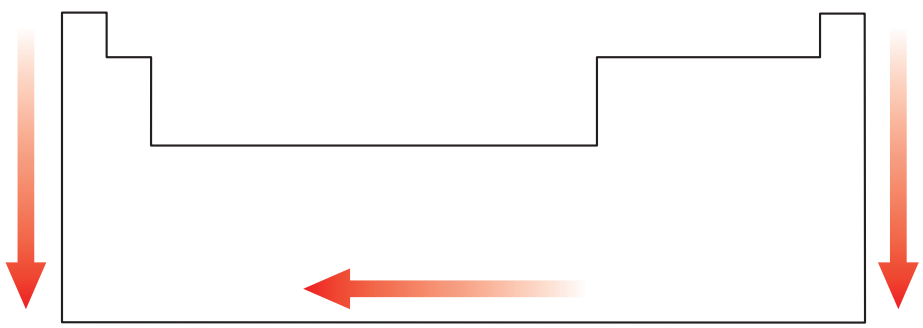
Conforme descemos em um mesmo grupo, há um aumento na quantidade de camadas nos elementos químicos. Por esse motivo, os raios atômicos dos elementos químicos aumentam de cima para baixo em um mesmo grupo.

Nos períodos, o raio atômico expande da direita para a esquerda, pois, no decorrer de um período, aumenta a quantidade de prótons (carga nuclear), aumentando assim a atração sobre os elétrons, o que causa a diminuição do raio atômico.



Conforme percorremos um período da esquerda para a direita, percebemos um aumento na quantidade de prótons dos elementos químicos; com isso, a atração entre o núcleo e os elétrons aumenta, diminuindo o raio atômico.

De maneira esquemática, podemos indicar o sentido de crescimento dos raios atômicos da seguinte forma:



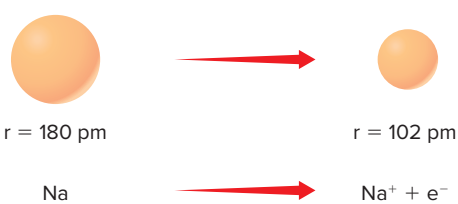
Variação do raio atômico na tabela periódica.

Atenção

Raio iônico – O tamanho de um íon

Quando um elemento químico perde elétrons, ele se transforma em um cátion e seu raio atômico diminui, pois a quantidade de prótons passa a ser maior que a quantidade de elétrons, aumentando, assim, a atração entre o núcleo e os elétrons da eletrosfera. Dessa forma, teremos:

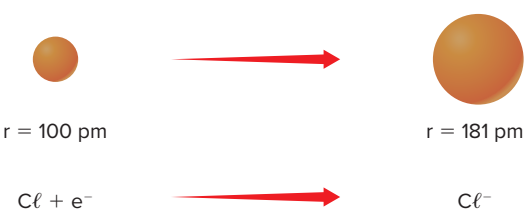
Raio do cátion < Raio do respectivo átomo neutro



Raios atômico e iônico do sódio.

Na formação de um ânion, ou seja, quando o átomo recebe um elétron, seu raio aumenta, pois a repulsão entre os elétrons internos se torna maior. Dessa forma, teremos:

Raio do ânion > Raio do respectivo átomo neutro



Raios atômico e iônico do cloro.

Espécies isoeletrônicas

Para espécies isoeletrônicas, quanto maior a carga nuclear (quantidade de prótons no núcleo), menor será o raio do átomo ou íon, pois a eletrosfera passa a ser mais atraída pelo núcleo. Veja a comparação entre os raios de algumas espécies isoeletrônicas a seguir:

$$_{13}A\ell^{3+} < {}_{12}Mg^{2+} < {}_{11}Na^{+} < {}_{10}Ne < {}_{9}F^{-} < {}_{8}O^{2-}$$

Energia de ionização ou potencial de ionização

É definida como **a energia mínima necessária para remover um elétron de um átomo gasoso, isolado, no seu estado fundamental**. Para remover elétrons, devemos fornecer energia suficiente para vencer a atração que o núcleo exerce sobre eles. Observe a equação genérica a seguir:

$$X(g) + \text{energia} \rightarrow X^{+}(g) + e^{-}$$

Como mais elétrons podem ser removidos do átomo, a energia necessária para remover o primeiro é chamada primeira energia de ionização; a segunda energia de ionização é a necessária para remover um segundo elétron e assim por diante. Observe a representação das três primeiras energias de ionização (EI) para um átomo genérico X:

$$X(g) + 1^{a}\ EI \rightarrow X^{+}(g) + e^{-}$$

$$X^{+}(g) + 2^{a}\ EI \rightarrow X^{2+}(g) + e^{-}$$

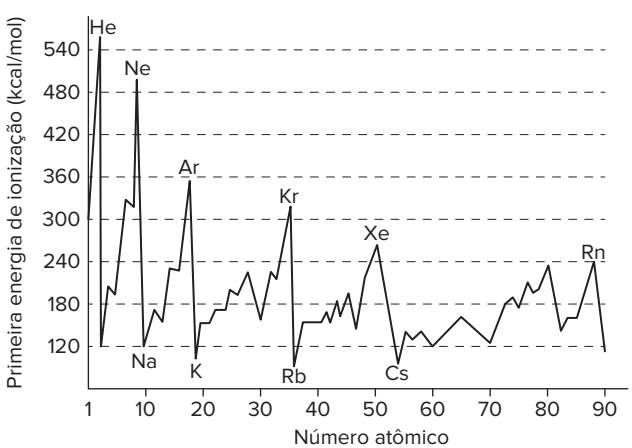
$$X^{2+}(g) + 3^{a}\ EI \rightarrow X^{3+}(g) + e^{-}$$

À medida que elétrons são retirados do átomo, a atração do núcleo sobre os elétrons restantes aumenta. Portanto, a energia necessária para retirar outros elétrons será maior à medida que elétrons são retirados, ou seja, a terceira energia de ionização será sempre maior que a segunda, que, por sua vez, será maior que a primeira:

$$1^{a}\ EI < 2^{a}\ EI < 3^{a}\ EI < \ldots$$

Variação da energia de ionização na tabela periódica

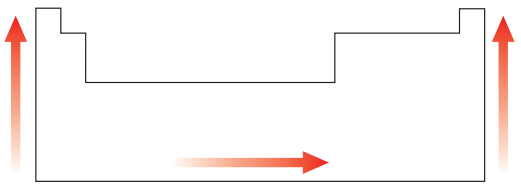
O gráfico a seguir ilustra como varia a primeira energia de ionização dos átomos em função do seu número atômico:



Variação da primeira energia de ionização em função do número atômico.

Nos grupos e nos períodos, a periodicidade da primeira energia de ionização está relacionada com o raio atômico. Podemos dizer que, quanto maior for o tamanho do átomo, mais fácil será remover o elétron da última camada e, portanto, menor será a energia de ionização.

De forma esquemática, o sentido de crescimento da energia de ionização pode ser indicado da seguinte forma:



Variação da energia ou potencial de ionização na tabela periódica.

Afinidade eletrônica ou eletroafinidade

É definida como a **energia envolvida quando um átomo isolado, no estado gasoso, recebe um elétron**. Observe a equação para o átomo genérico X a seguir:

$$X(g) + e^{-} \rightarrow X^{-}(g) + \text{energia}$$

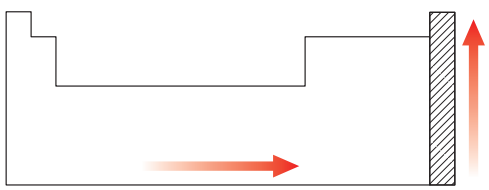
Quando um átomo tende a ganhar elétrons, a energia é liberada. Portanto, quanto maior essa tendência, mais energia o átomo liberará na reação, ou seja, maior a sua afinidade eletrônica.

As afinidades eletrônicas são difíceis de determinar experimentalmente e não são conhecidas para todos os elementos químicos. Portanto, alguns valores são calculados teoricamente em vez de obtidos de forma experimental.

Variação da afinidade eletrônica na tabela periódica

De modo geral, em uma família ou em um período, quanto menor o raio atômico, maior a afinidade eletrônica, ou seja, nas famílias, a afinidade eletrônica aumenta de baixo para cima e, nos períodos, aumenta da esquerda para a direita.

De forma esquemática, podemos indicar o sentido de crescimento da afinidade eletrônica conforme a imagem a seguir.



Variação da afinidade eletrônica na tabela periódica.

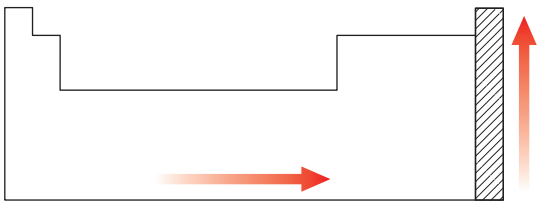
Eletronegatividade

Eletronegatividade é definida como a **tendência de um átomo a atrair para si os elétrons em uma ligação química**. Essa propriedade não é uma grandeza absoluta e é obtida pela comparação entre os elementos químicos. Os valores de eletronegatividade foram estabelecidos por Linus Pauling, que atribuiu o valor 4,0 para o flúor (elemento químico com maior eletronegatividade) e comparou-o com os demais elementos químicos.

Variação da eletronegatividade na tabela periódica

O comportamento da eletronegatividade é o mesmo da afinidade eletrônica, ou seja, nas famílias, essa propriedade aumenta de baixo para cima e, nos períodos, da esquerda para a direita.

De forma esquemática, podemos indicar o sentido do aumento da eletronegatividade conforme a imagem a seguir.



Variação da eletronegatividade na tabela periódica.

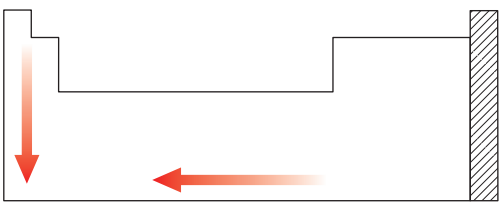
Eletropositividade ou caráter metálico

A eletropositividade indica a **tendência de um átomo a perder elétrons em uma ligação química**. Perceba que a eletropositividade ou caráter metálico é uma propriedade inversa da eletronegatividade e, apesar de não existir uma escala oficial de eletropositividade, se colocarmos os elementos químicos em ordem decrescente de eletronegatividade, obteremos uma escala em ordem crescente de eletropositividade.

Variação da eletropositividade na tabela periódica

O comportamento da eletropositividade ou caráter metálico é o mesmo do raio atômico, ou seja, nas famílias, o caráter metálico aumenta de cima para baixo (conforme aumenta o número de camadas) e, nos períodos, aumenta da direita para a esquerda.

De forma esquemática, podemos indicar o sentido do aumento da eletropositividade ou caráter metálico conforme mostra a imagem a seguir.



Variação da eletropositividade ou caráter metálico na tabela periódica.

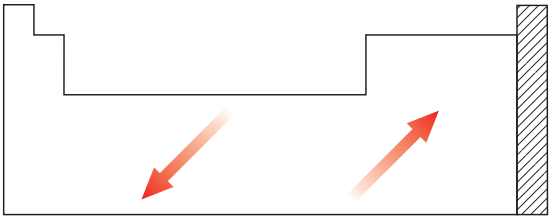
Outras propriedades periódicas

A tabela periódica permite ainda a comparação de várias outras propriedades dos elementos químicos. Algumas podem simplesmente ser deduzidas com base naquelas estudadas, e outras estão relacionadas às propriedades físicas dos elementos químicos, como veremos a seguir.

Reatividade

A reatividade está relacionada à tendência de um elemento químico receber elétrons (no caso dos ametais) ou de perder elétrons (no caso dos metais). Para os metais, quanto maior sua eletropositividade, maior a reatividade. Para os ametais, quanto maior a eletronegatividade, maior a reatividade.

De forma esquemática, podemos indicar o sentido do aumento da reatividade dos elementos químicos de acordo com a imagem a seguir.



Variação da reatividade dos elementos químicos na tabela periódica.

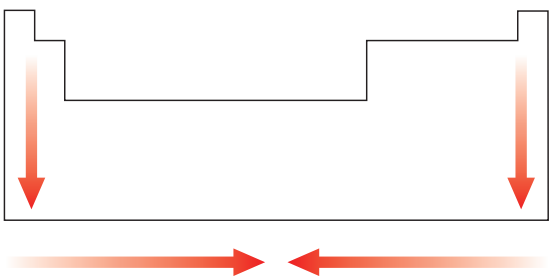
Densidade

Densidade é a relação entre a massa e o volume de uma amostra.

$$d = \frac{\text{massa}}{\text{volume}}$$

Analisando a densidade (d) das substâncias simples formadas por cada elemento químico da tabela periódica, conclui-se que, de modo geral, essa propriedade, nos períodos, aumenta das extremidades para o centro da tabela e, nas famílias, aumenta de cima para baixo, sendo o ósmio (Os) o elemento químico que compõe a substância simples mais densa da tabela periódica.

A variação da densidade pode ser representada pelo esquema mostrado na imagem a seguir.

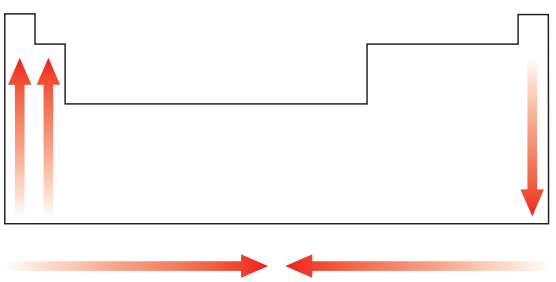


Variação da densidade na tabela periódica.

Temperatura de fusão e temperatura de ebulição

Os dados obtidos experimentalmente para as substâncias simples formadas por cada elemento da tabela periódica indicam que, nas colunas 1 e 2, as maiores temperaturas de fusão e ebulição estão situadas na parte superior da tabela, ao passo que, nas demais famílias, essas temperaturas se encontram na parte inferior. Nos períodos, é observado que as temperaturas de fusão e ebulição crescem das extremidades para o centro da tabela, sendo o tungstênio (W) o elemento químico que compõe a substância simples com maior temperatura de fusão.

A variação das temperaturas de fusão e ebulição pode ser representada conforme a imagem a seguir.



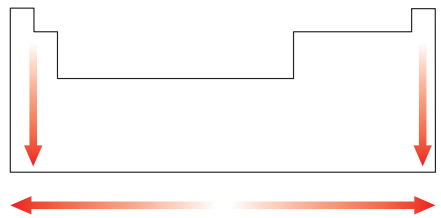
Variação das temperaturas de fusão e ebulição na tabela periódica.

Volume atômico

Indica **o volume ocupado por 1 mol ($6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos) do elemento químico no estado sólido**. O volume atômico não depende apenas do tamanho dos átomos; envolve também o espaçamento existente entre eles. Para calcular o volume atômico, divide-se a massa de 1 mol de átomos do elemento químico pela densidade da substância simples formada por esse elemento químico no estado sólido.

$$V = \frac{\text{massa de 1 mol de átomos do elemento químico}}{\text{densidade da substância simples}}$$

Nos períodos, o volume atômico aumenta do centro para as extremidades e, nas famílias, aumenta de cima para baixo. A variação do volume atômico está representada na imagem a seguir.

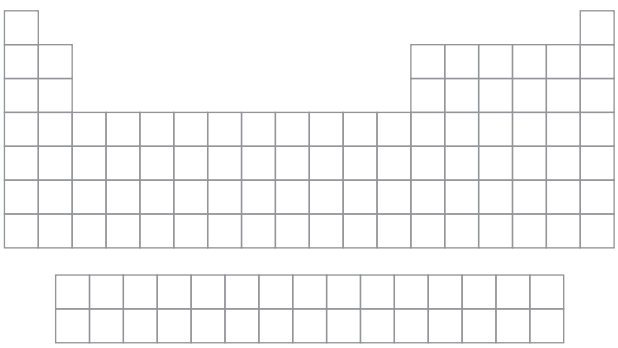


Variação do volume atômico na tabela periódica.

Revisando

1. Faça a distribuição eletrônica de cada elemento químico a seguir. Depois, escreva o símbolo do elemento químico na tabela em branco.

a) $_{3}Li$
b) $_{14}Si$
c) $_{36}Kr$
d) $_{56}Ba$
e) $_{43}Tc$
f) $_{63}Eu$



2. Determine o número atômico dos elementos químicos que se encontram no:

a) 3º período, família dos gases nobres.
b) 4º período, família dos metais alcalinos.
c) 4º período, família dos calcogênios.
d) 5º período, família dos halogênios.
e) 6º período, família dos alcalinoterrosos.

3. Indique quais colunas da tabela periódica são classificadas como elementos químicos representativos.

4. Indique quais colunas da tabela periódica são classificadas como elementos químicos de transição.

5. Defina energia ou potencial de ionização.

6. Defina eletronegatividade.

7. Consulte a tabela periódica e organize os elementos químicos a seguir em ordem crescente de:

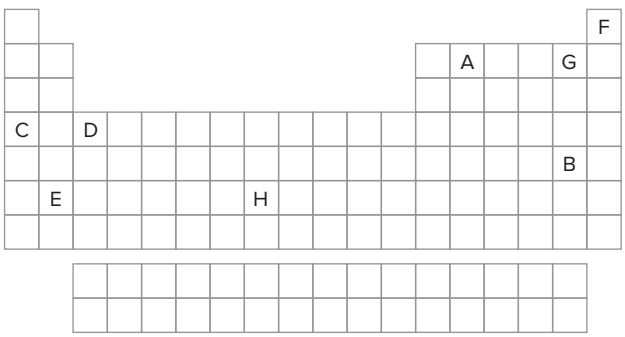
$_{37}Rb$, $_{2}He$, $_{23}V$, $_{29}Cu$ e $_{15}P$.

a) raio atômico;
b) energia de ionização.

8. Com base na distribuição eletrônica dos elementos químicos a seguir, coloque-os em ordem crescente de raio atômico.

a) $_{25}A$
b) $_{32}B$
c) $_{20}C$
d) $_{36}D$

9. Dados alguns elementos químicos da tabela periódica, responda às questões:



a) Qual elemento químico tem maior raio atômico?
b) Qual elemento químico apresenta maior eletronegatividade?
c) Qual é o elemento químico cuja substânca simples tem a maior densidade?
d) Qual elemento químico perde elétrons mais facilmente?
e) Qual elemento químico tem a maior energia de ionização?
f) Qual elemento químico tem a maior afinidade eletrônica?

10. Com base na distribuição eletrônica, organize os elementos químicos a seguir em ordem crescente de raio atômico.

a) $_{28}A$
b) $_{36}B$
c) $_{22}C$
d) $_{19}D$
e) $_{33}E$

Exercícios propostos

Tabela periódica

1. Uerj 2023 O elemento químico de menor número atômico é o mais abundante no Universo. Ele possui quantidade de prótons igual a 1 e faz parte da composição da água. Esse elemento químico é denominado:

a) ferro.
b) enxofre.
c) chumbo.
d) hidrogênio.

2. Uema 2021 A Tabela Periódica atualizada apresenta 118 elementos químicos (92 naturais e 26 artificiais), devidamente identificados. Os elementos estão organizados em ordem crescente de número atômico e, assim, consegue-se agrupá-los de modo a reunirem propriedades químicas e características semelhantes.

Disponível em: https://www.todamateria.com.br/tabela-periodica. Acesso em: 12 out. 2020.

Considerando os metais alcalinoterrosos (grupo 2 A da Tabela Periódica), é possível afirmar que seus elétrons da camada de valência estão

Dados: $_{4}Be$; $_{12}Mg$; $_{20}Ca$; $_{38}Sr$; $_{56}Ba$; $_{88}Ra$.

a) no mesmo nível para todos os elementos.
b) no subnível *s* do seu respectivo nível.
c) desemparelhados com menor energia.
d) impossibilitados de formar ligação química.
e) no subnível *p* do seu respectivo nível.

3. UFJF/Pism-MG 2024 A tabela periódica é uma ferramenta muito útil para a classificação dos elementos químicos. Nela, os elementos estão organizados em ordem crescente de _____, em colunas verticais chamadas de _____ e em fileiras horizontais conhecidas como _____. Por exemplo, o elemento químico fósforo encontra-se localizado no _____ da tabela.

Indique a alternativa que completa corretamente o texto acima:

a) Massa atômica, linhas, grupos, terceiro grupo.
b) Número atômico, períodos, grupos, segundo grupo.
c) Número de elétrons, isótopos, linhas, segundo grupo.
d) Número de massa, grupos, períodos, segundo período.
e) Número de prótons, grupos, períodos, terceiro período.

4. PUC-Rio 2023 Ao consultar a tabela periódica dos elementos, observa-se que, na última camada do átomo do elemento

a) cálcio, há 4 elétrons.
b) hidrogênio, há 8 elétrons.
c) bismuto, há 6 elétrons.
d) argônio, há 2 elétrons.
e) iodo, há 7 elétrons.

5. Uerj 2024 A tabela de classificação periódica dos elementos, elaborada por Dimitri Mendeleiev (1834-1907), reúne informações sobre os diferentes elementos químicos. Em homenagem a esse cientista, o elemento químico de número atômico 101 foi nomeado como mendelévio, sendo representado pelo seguinte símbolo:

a) Md **b)** Mn **c)** Mo **d)** Mt

6. UEA-AM 2024 No final do século XIX, Mendeleev propôs a classificação dos elementos químicos com base em suas propriedades químicas e os organizou em uma tabela. No entanto, o critério adotado para a sequência linear dos elementos não era periódico, pois se baseava no aumento da massa do elemento químico e, ainda, havia algumas pequenas inconsistências nessa tabela. No início do século XX, Henry Moseley atribuiu números inteiros sequenciais a cada elemento químico, que são chamados de _____, e solucionou as inconsistências da classificação proposta inicialmente por Mendeleev.

A lacuna do texto é preenchida por:

a) números de massa.
b) números atômicos.
c) valências.
d) números de oxidação.
e) potenciais de ionização.

7. UFU-MG 2024 Sobre as várias propostas de uma classificação dos elementos químicos, ao longo dos séculos XIX e XX, encontramos algumas que tinham como parâmetros, por vezes, o agrupamento dos elementos químicos até então conhecidos, baseado em suas propriedades químicas e/ou físicas. Entre essas propostas encontramos a de

a) Chancourtois, que organizou os elementos químicos na forma de um parafuso, baseando-se no número de camadas eletrônicas de cada elemento químico.
b) Mendeleiev, que organizou os elementos químicos em períodos, com base em seus pontos de fusão e de ebulição.
c) Döbereiner, que organizou os elementos químicos em tríades, tendo como referência os valores de massa atômica.
d) Newlands, que organizou os elementos químicos em grupos de oito, de acordo com a valência de cada elemento.

8. Uerj 2020

Ano internacional da tabela periódica

Há 150 anos, a primeira versão da tabela periódica foi elaborada pelo cientista Dimitri Mendeleiev. Trata-se de uma das conquistas de maior influência na ciência moderna, que reflete a essência não apenas da química, mas também da física, da biologia e de outras áreas das ciências puras. Como reconhecimento de sua importância, a UNESCO/ONU proclamou 2019 o Ano Internacional da Tabela Periódica.

Na tabela proposta por Mendeleiev em 1869, constavam os 64 elementos químicos conhecidos até então, além de espaços vazios para outros que ainda poderiam ser descobertos. Para esses possíveis novos elementos, ele empregou o prefixo "eca", que significa "posição imediatamente posterior". Por exemplo, o ecassilício seria o elemento químico a ocupar a primeira posição em sequência ao silício no seu grupo da tabela periódica.

Em homenagem ao trabalho desenvolvido pelo grande cientista, o elemento químico artificial de número atômico 101 foi denominado mendelévio.

Atualmente, o símbolo do elemento correspondente ao ecassilício é:

Dados: C, Si, Ge, Sn, Pb, Fℓ (Grupo 14).

a) Aℓ **b)** C **c)** Ge **d)** P

9. Acafe-SC 2023 Uma imagem microscópica da rainha Elizabeth 2ª foi criada por cientistas da Universidade de Nottingham, na Grã-Bretanha, para marcar o Jubileu de Diamante, que marca os 60 anos do reinado da monarca. A gravura da rainha, que mede 46 por 32 mícrons, medida que equivale a um milésimo de um milímetro, foi criada pelos cientistas Martyn Poliakoff, Michael Fay e Christopher Parmenter, dos centros de Nanotecnologia e Nanociência da universidade. Para gravar a efígie no diamante, foi utilizado um feixe de íons trivalentes de gálio aplicado no carbono do diamante.

Adaptado de BBC NEWS Brasil, 12 abril 2012, disponível em: https://www.bbc.com/portuguese/noticias/2012/04/120412_rainha_ microscopica_bg

O processo faz parte de uma série de vídeos realizados pela universidade para promover o estudo de química, intitulada de A Tabela Periódica de Vídeos, que fala sobre os elementos e a sua organização na tabela.

Sobre a temática, é correto afirmar, EXCETO:

a) Em seu estado fundamental, os átomos de gálio apresentam seus elétrons distribuídos em 4 níveis de energia, apresentando 3 elétrons na camada de valência.

b) Na forma em que foi utilizado para gravar a efígie no diamante, o elemento utilizado apresenta distribuição eletrônica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^1$.

c) O carbono diamante, citado no enunciado, é uma das formas alotrópicas do carbono, assim como o grafite e o fulereno.

d) Os átomos de gálio, utilizados no processo de criação, pertencem ao grupo 13 (3A) da tabela periódica e apresentam menor energia de ionização do que os átomos de carbono presentes no diamante.

10. UFJF/Pism-MG 2023 A tabela periódica dos elementos químicos foi proposta há mais de 150 anos por Dmitri Mendeleev (1834-1907). Desde então, muitos elementos químicos foram descobertos e outros criados em laboratório, chegando aos 118 conhecidos atualmente. A respeito da constituição atual da Tabela Periódica, assinale a alternativa **CORRETA**:

a) Todos os elementos do terceiro período possuem três elétrons na camada de valência.

b) O elemento potássio encontra-se no grupo 1, dos Metais Alcalinos, tem o símbolo K, número atômico 39,1 e massa atômica 19.

c) O elemento bromo possui sete elétrons na camada de valência e encontra-se no grupo 17.

d) O elemento de número atômico 17 é um metal.

11. UEA-AM 2024 A pesquisa científica relacionada à organização sistemática dos elementos químicos a partir de suas propriedades físico-químicas teve início no século 19. A tabela periódica no formato utilizado atualmente é o resultado do trabalho do químico de sobrenome

a) Rutherford. **b)** Mendeleev. **c)** Dalton. **d)** Thomson. **e)** Bohr.

12. Cefet-MG 2020 O ano de 2019 foi instituído pela Assembleia Geral das Nações Unidas e a UNESCO como o "Ano Internacional da Tabela Periódica dos Elementos Químicos". Para comemorar esse evento, o CEFET-MG – Campus Belo Horizonte, apresenta em suas janelas uma exposição dos elementos que, juntos, formam a Tabela Periódica.

Fonte: Banca elaboradora

A respeito da organização periódica, é correto afirmar que os elementos

a) do mesmo período têm as propriedades químicas e físicas semelhantes.

b) da tabela atual são dispostos em ordem crescente de massa atômica.

c) da família dos halogênios podem ser representados por $ns^2\ np^5$ na camada de valência.

d) de massa atômica fracionária têm elétrons considerados no cálculo da massa do átomo.

13. Ufam 2024 Os elementos químicos de uma mesma família possuem propriedades químicas similares. Assinale a alternativa que, CORRETAMENTE, corresponda à família de elementos que possui membros sólido, líquido e gasoso a 25 °C e pressão de 1 atm:

a) pnictógenos (N – Bi).
b) metais alcalinos (Li – Cs).
c) calcogênios (O – Te).
d) halogênios (F – I).
e) metais alcalinos terrosos (Be – Ba).

14. UEPG/PSS-PR 2022 Sobre a classificação periódica dos elementos e suas características eletrônicas, assinale o que for correto.

01 O sódio (Z = 11) encontra-se no grupo 1 e no terceiro período da tabela periódica.
02 O iodo (Z = 53) encontra-se no quarto período da tabela periódica, e no estado fundamental, apresenta 7 elétrons no último nível energético.
04 O cálcio (Z = 20) encontra-se no grupo 2 da tabela periódica e no quarto período.
08 O gálio (Z = 31) encontra-se no quarto período da tabela periódica, e no estado fundamental, apresenta 3 elétrons no último nível energético.

Soma:

15. UFRGS 2020 O Brasil concentra 98% das reservas conhecidas de nióbio no mundo. O nióbio é muito utilizado na produção de aços especiais, que apresentam alta resistência mecânica e são usados na fabricação de dutos para óleo e gás, automóveis, navios, pontes e viadutos.

Considere as afirmações abaixo, sobre esse elemento químico.

I. Está localizado no Grupo 10 e no quarto período da tabela periódica.
II. Apresenta, em um de seus isótopos, 41 prótons e 52 nêutrons no núcleo atômico.
III. Pode ser classificado como um lantanídeo.

Quais estão corretas?

a) Apenas I.
b) Apenas II.
c) Apenas III.
d) Apenas I e II.
e) I, II e III.

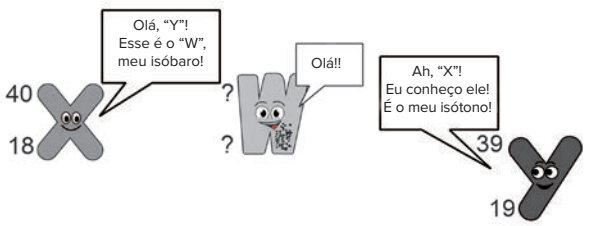
16. Uece 2025 Com relação à classificação periódica dos elementos químicos, considere as seguintes configurações externas:

I. ns^2
II. $ns^2\,np^4$
III. $ns^2\,np^6$
IV. $ns^2\,np^6\,nd^3$

De acordo com as configurações externas dos elementos químicos acima apresentados, é correto afirmar que

a) II pertence à família do oxigênio.
b) IV pertence à família do boro.
c) I pertence à família do lítio.
d) III pertence à família do flúor.

17. UEL-PR 2024 Diferentes elementos químicos são de ocorrência natural. Cada elemento químico é caracterizado por seu número de prótons. Eventualmente, ocorrem átomos de um mesmo elemento com número distinto de nêutrons, que são denominados isótopos. Um átomo eletricamente neutro apresenta o número de prótons igual ao número de elétrons. Na figura a seguir, é ilustrado um diálogo hipotético entre átomos de elementos químicos distintos, envolvendo conceitos relacionados ao número de partículas subatômicas.



(Nessa ilustração, considera-se válida a notação $^{A}_{Z}X$, em que A corresponde ao número de massa e Z ao número atômico.)

A partir dessas informações, responda aos itens a seguir.

a) Com base nessa ilustração e na definição dos termos isóbaro e isótono, determine o número de massa, de nêutrons e de prótons para o átomo representado pela letra W.
b) A distribuição eletrônica em subníveis de energia dos átomos X e Y (ambos eletricamente neutros) está apresentada a seguir.

Átomo X: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

Átomo Y: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$

Com base nessa distribuição eletrônica, identifique o número de elétrons valência de cada um dos átomos e indique, justificando, qual deles corresponde a um átomo de gás nobre, que, portanto, não faz ligações químicas para formar moléculas ou íons.

18. UEA-AM 2025 Determinado elemento metálico pertence ao terceiro período da Classificação Periódica e apresenta dois elétrons em seu nível eletrônico mais energético. Esse elemento, comumente empregado em medicamentos para o combate à azia, é representado pelo símbolo

a) K
b) Ca
c) Na
d) Mg
e) Mn

19. Cefet-RJ 2019 Após dois anos e meio, quando 50 milhões de metros cúbicos de rejeitos vazaram do reservatório da Samarco, ainda encontramos uma quantidade alta de metais oriundos dessa mineradora no Rio Doce. Alguns como o cobre, manganês, zinco, cromo, cobalto, níquel e chumbo podem ser potencialmente perigosos, pois podem ser absorvidos pelas plantas e animais a médio e longo prazo, sendo nocivos para esses organismos.

(Texto adaptado do Jornal da USP, 19/07/2018).

Sobre os metais citados e seus conhecimentos sobre a Tabela Periódica, podemos inferir que:

a) fazem parte dos elementos ditos representativos.
b) encontram-se no 4º período da tabela periódica.
c) situa-se no 5º período o de maior número atômico.
d) é dito de transição o de menor número atômico.

Propriedades periódicas

20. Udesc 2025 Com base nas propriedades dos átomos dos elementos químicos boro (B), carbono (C), nitrogênio (N) e oxigênio (O), todos do segundo período da tabela periódica, é possível afirmar que:

a) o raio atômico aumenta na ordem $O < N < C < B$, seguindo o aumento da carga nuclear efetiva que é maior no oxigênio e menor no boro.
b) o nitrogênio tem maior eletronegatividade que os demais, pois tem maior tendência em atrair elétrons.
c) o raio atômico do O é maior do que do B, pois possui maior quantidade de elétrons ao redor do núcleo.
d) o oxigênio tem maior eletronegatividade e maior raio atômico que os demais, pois tem maior quantidade de elétrons e maior tendência em atrair os elétrons.
e) a atração próton/elétron para cada caso tende a fazer o raio atômico aumentar.

21. UEPG-PR 2021 Considerando os elementos químicos apresentados abaixo, assinale o que for correto.
A (Z = 11), B (Z = 17), C (Z = 31) e D (Z = 53)

01 O elemento A possui maior raio atômico que o elemento B.
02 O elemento B possui maior energia de ionização que o elemento A.
04 O elemento C possui maior eletroafinidade que o elemento B.
08 O elemento B possui ponto de fusão maior que o elemento D.

Soma: _____

22. Unesp 2021 Uma das ligas metálicas de mais amplo uso na indústria aeronáutica é a liga de alumínio 2024. Além do alumínio, essa liga contém cobre, manganês e magnésio.
Considerando a posição dos quatro elementos que compõem essa liga na Classificação Periódica, o _____ é o elemento de menor densidade, o _____ é o que apresenta maior temperatura de fusão e o _____ é o que, no estado fundamental, apresenta 3 elétrons no nível eletrônico de valência.
As lacunas do texto são preenchidas, respectivamente, por:

a) alumínio – cobre – magnésio.
b) magnésio – cobre – alumínio.
c) magnésio – manganês – cobre.
d) magnésio – manganês – alumínio.
e) alumínio – manganês – magnésio.

23. EsPCEx-SP 2020 Considerando a distribuição eletrônica do átomo de bismuto ($_{83}Bi$) no seu estado fundamental, conforme o diagrama de Linus Pauling, pode-se afirmar que seu subnível mais energético e o período em que se encontra na tabela periódica são, respectivamente:

a) $5d^5$ e 5º período.
b) $5d^9$ e 6º período.
c) $6s^2$ e 6º período.
d) $6p^5$ e 5º período.
e) $6p^3$ e 6º período.

24. EsPCEx-SP 2022 Leia o texto a seguir e resolva a questão:

Soldados recebem palestra sobre ansiedade e depressão

Cascavel (PR) – O 15º Batalhão Logístico promoveu, no dia 11 de março, uma palestra com o tema "Ansiedade e Depressão na Juventude". A atividade foi voltada para os jovens soldados recém-incorporados às fileiras do Exército. Colaborou com a atividade o Dr. Marco Antônio da Silva Cristovam, professor e médico pediatra com área de atuação em Medicina do Adolescente. A atividade faz parte do Programa de Valorização da Vida.

Fonte: https://www.eb.mil.br/web/noticias/noticiario-do-exercito. Acesso em: 16 mar. 2021.

Atualmente, medicamentos à base de sais de lítio (Li) vêm sendo empregados para o tratamento de casos de depressão em pacientes maníaco-depressivos. A respeito do elemento químico lítio e de suas espécies químicas, avalie as seguintes afirmativas:

I. Um átomo neutro de lítio com número de massa 7 possui 3 prótons, 3 elétrons e 4 nêutrons.
II. O íon Li^{1+} possui distribuição eletrônica semelhante à de um átomo neutro de berílio.
III. O átomo de lítio é o que possui o menor raio atômico dentre os metais alcalinos.
IV. O estabelecimento da ligação química entre um átomo de lítio e um átomo de cloro, no sal cloreto de lítio, dá-se por meio de uma ligação iônica.
V. O elemento químico lítio está localizado no grupo 2 e no período 1 da Tabela Periódica.

Das afirmativas feitas, estão corretas apenas

Dados: Li (Z = 3; A = 7); Cℓ (Z = 17; A = 35,5)

a) I, II e III.
b) I, III e IV.
c) I, III e V.
d) II, IV e V.
e) II, III e IV.

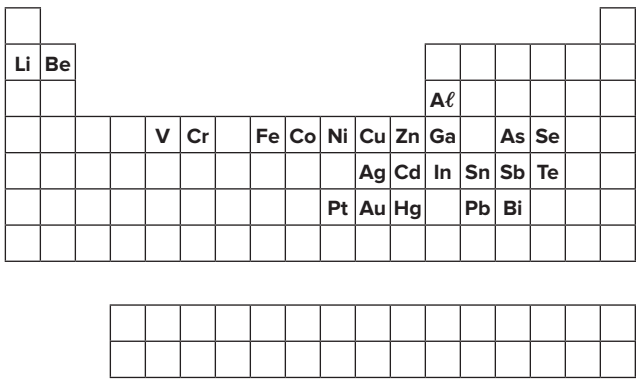
25. Uece 2022 O processo representado por $Na(g) \rightarrow Na^+(g) + e^-$ caracteriza a

a) energia de ionização.
b) afinidade eletrônica.
c) energia de ligação.
d) eletronegatividade.

Texto para as questões **26** e **27**.

Segundo o Centro de Tecnologia Mineral, cerca de 70% dos metais pesados e demais elementos potencialmente tóxicos encontrados em lixões e aterros sanitários são provenientes de equipamentos eletrônicos, entre eles, computadores, celulares e baterias descartados, que contaminam o solo e os lençóis freáticos, colocando em risco a saúde pública, pois causam muitas doenças graves e a grande maioria também é cancerígeno.

A tabela a seguir apresenta alguns destes elementos.



26. **IFSul-RS 2017** Os elementos químicos que pertencem à família dos Calcogênios são:

a) Zn e Cd.
b) Se e Te.
c) Aℓ, Ga e In.
d) As, Sb e Bi.

27. **IFSul-RS 2017** Dentre os elementos mencionados na tabela acima, apresentam, respectivamente, maior eletroafinidade e maior raio eletrônico

a) Se e Pt.
b) Be e Bi.
c) Aℓ e Se.
d) Li e Te.

28. **Uece 2018** Considerando a primeira energia de ionização, assinale a afirmação verdadeira.

a) Nos períodos, ela cresce sempre da esquerda para a direita.
b) É mais fácil remover um elétron 2s do Be^+ do que remover um elétron do 1s do Li^+.
c) Sofre influência do número de nêutrons do átomo.
d) A primeira energia de ionização do enxofre é maior que a primeira energia de ionização do oxigênio.

29. **PUC-Minas** Os elementos químicos são distribuídos na tabela periódica de acordo com o crescimento do número atômico. Tal distribuição faz com que os elementos com propriedades semelhantes fiquem reunidos em uma mesma coluna e regiões específicas da tabela. Sobre a periodicidade química dos elementos, leia com atenção os itens a seguir.

I. Os elementos da família dos metais alcalinos são os elementos químicos que apresentam maior energia de ionização.
II. O raio atômico é a distância medida entre dois núcleos em uma ligação química.
III. Os elementos da família dos halogênios são os elementos químicos que apresentam maior afinidade eletrônica.
IV. A eletronegatividade é a tendência que um átomo possui de atrair os elétrons de outro átomo em uma ligação química.

São afirmativas **corretas**:

a) I, III e IV
b) II, III e IV
c) II e IV, apenas
d) III e IV, apenas

30. **UEPG-PR** Considerando os átomos abaixo, representados pelas letras X, Y, Z e W e, a partir de suas configurações eletrônicas, assinale o que for correto quanto às propriedades periódicas e à localização na Tabela Periódica atual.

X (Z = 16)
Y (Z = 20)
Z (Z = 29)
W (Z = 35)

01 Os átomos Y e W estão no mesmo período da Tabela Periódica.
02 O átomo Z pertence a um elemento de transição externa.
04 Y tem maior raio atômico do que W.
08 O átomo Y tem maior eletronegatividade do que o átomo X.
16 X e W estão localizados em colunas vizinhas, mas não no mesmo período da Tabela Periódica.

Soma:

Texto complementar

Afinal, como se formaram os elementos químicos?

[...] Afinal, os átomos são a matéria-prima da Química. Mas, de onde essas unidades fundamentais vieram? Como os elementos químicos se formaram? Essa é uma pergunta não muito comum, ou mesmo necessária, nas rodas de conversa dos químicos em geral. Afinal, quando colonizamos esse mundo, todos os elementos químicos naturais já estavam aqui e, com certeza, ainda estarão por aqui por muito tempo após a nossa partida.

Para começar a responder à pergunta que dá título a esse texto, é importante, primeiramente, quantificar esses elementos. Sabemos que na Terra encontramos, em maior ou menor quantidade, 90 elementos químicos representados na tabela periódica, do hidrogênio ao urânio, pulando o tecnécio e o promécio que não existem naturalmente por aqui, mas que já foram detectados em estrelas. Os outros elementos, chamados de transurânicos, são obtidos artificialmente nos aceleradores de partícula. Apesar desses 90 elementos formarem todo o arcabouço do nosso planeta e mesmo do nosso organismo, eles não foram criados na Terra.

Seria interessante, então, saber como esses elementos estão distribuídos fora do nosso planeta. O Modelo Cosmológico Padrão nos diz que o Universo é formado por 68,3% de energia escura (energia que ainda não se transformou em matéria [...]), 26,8% da sua estrutura

é composta por matéria escura fria (matéria identificável pela sua gravidade, mas que não é visível, uma vez que não emite luz) e 4,9% de matéria bariônica, que é a matéria composta por prótons, nêutrons e elétrons, ou seja, os átomos dos nossos elementos químicos.

Por sua vez, esses 4,9% de matéria bariônica estão assim distribuídos: hidrogênio e hélio gasoso oriundos da formação primordial do Universo, 4%; hidrogênio se transformando em hélio nos núcleos das estrelas, 0,5%; neutrinos, 0,3%; os demais 88 elementos naturais mais pesados que o hélio representam apenas 0,1% da composição do Universo. [...]

Todo esse processo de formação teve um início em um momento único e singular, chamado Big Bang. [...] Esse modelo propõe que, num determinado momento zero, toda a massa que compõe o nosso Universo estava concentrada em um único ponto de volume desprezível e de densidade máxima.

[...]

Ao contrário do que a maioria das pessoas acredita, o Big Bang não foi uma grande explosão. Em uma explosão, matéria é atirada para fora de algum lugar. Ao contrário, em uma expansão não existe a ideia de "para fora", uma vez que nem o espaço, nem o tempo existiam fora do Universo. Portanto, nos momentos seguintes ao Big Bang, todo o Universo se expande, inclusive o espaço (e o tempo) entre os seus constituintes. [...]

[...] À medida que o Universo se expandiu, sua densidade diminuiu e, com ela, a temperatura. Passados 13,7 bilhões de anos desde o momento inicial, a temperatura média do Universo caiu dos 10^{32} K para 3 K e a densidade despencou de máxima para cerca de $2 \cdot 10^{-29}$ kg $\cdot$ m^{-3}.

Passados 10^{-36} segundo do Big Bang, tem início o período conhecido como Inflação do Universo. Nesse momento, o Universo era composto por uma sopa extremamente quente e densa formada apenas por partículas elementares, entre elas, quarks e glúons, que constituem os prótons e nêutrons. Essa sopa, chamada de "Plasma de Quarks e Glúons" apresentava, portanto, as partículas subatômicas necessárias à criação dos átomos.

Aos 10^{-11} segundo após o Big Bang, tem início a individualização das forças nuclear fraca e eletromagnética e, com isso, ocorre a agregação das partículas subatômicas. A temperatura chega a 10^{15} K. Obedecendo à equação de Einstein: $E = mc^2$, matéria e antimatéria são criadas e aniquiladas em ritmo frenético. Aos 10^{-9} segundo, os quarks em excesso se unem formando os primeiros prótons e nêutrons estáveis.

Passado o 1º segundo após o Big Bang, quando o Universo registrava temperatura de 10 milhões graus centígrados, tem início a nucleossíntese. Os prótons e nêutrons ligaram-se formando os núcleos de deutério (1 próton e 1 nêutron), trítio (1 próton e 2 nêutrons), hélio (2 prótons e 2 nêutrons) e um pouco de lítio e hélio 3. Esta nucleossíntese inicial terminou quando haviam decorridos alguns minutos do Big Bang. É dessa época o resultado da atual proporção desses elementos no Universo: 75% de hidrogênio, 25% de hélio.

Quando o Big Bang completou seu aniversário de 10 000 anos, a temperatura do Universo tinha caído o suficiente para que matéria prevalecesse sobre a energia e, como consequência, a gravidade tornou-se a força dominante. A matéria produzida (núcleos de H e He) se concentrou em aglomerados que, milhões de anos depois, iriam dar origem às galáxias.

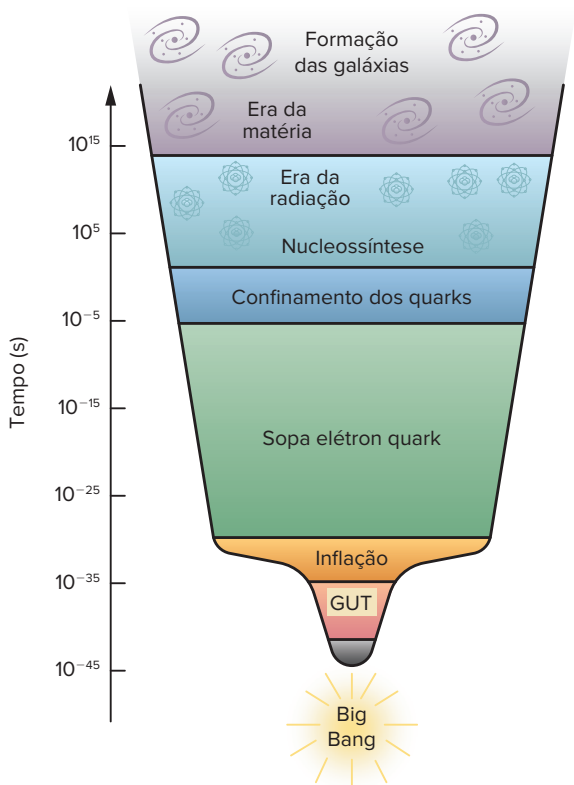
Durante os 100 000 a 300 000 anos seguintes, os fótons possuíam energia suficiente para impedir que os elétrons se estabilizassem em torno dos núcleos. Somente após o Universo atingir a temperatura de 3 000 °C é que a potência dos fótons diminuiu, permitindo a estabilização dos elétrons. Nesse momento apareceram os primeiros átomos estáveis de hidrogênio e hélio.

Entre 300 000 e 1 bilhão de anos, apesar da baixíssima densidade média do Universo, os átomos de H e He se aglomeram formando pontos mais densos, as chamadas nuvens primordiais. Foi entre 1 bilhão de anos e a atualidade que as estruturas cósmicas, como as galáxias e os enxames de galáxias, adquiriram a sua forma atual, originadas a partir da evolução dessas nuvens primordiais. A microfísica dessa fase é muito bem conhecida.

A densidade das nuvens primordiais, cerca de 10^{12} partículas por m^3, é alta o suficiente para permitir que os átomos de hidrogênio se aglutinem em moléculas estáveis de H_2. Apesar da alta densidade, a temperatura é baixa, cerca de 10 K. A essa temperatura, a gravidade passa a ser predominante, possibilitando o colapso das nuvens primordiais sob um ponto central. É nesse momento que têm início as reações de fusão nuclear que irão acender as estrelas, as fornalhas que forjarão todos os elementos químicos naturais presentes na nossa tabela periódica.

[...]

As estrelas de massa baixa, ao terminar seu combustível nuclear, o H, inicialmente se expandem para depois encolherem e apagarem, mantendo sua massa em um núcleo denso e frio e rico em carbono chamado anã branca. Por sua vez, as estrelas massivas, ao fim de seu combustível nuclear, iniciam um movimento de expansão seguido de um colapso onde toda a sua massa gigantesca precipita sobre o seu núcleo, causando uma gigantesca explosão. Esse momento catastrófico é chamado de supernova.



GUT: em português, TGU, Teoria da Grande Unificação.

As estrelas de massa muito baixa produzem praticamente só He a partir da fusão do H pelo mecanismo chamado "Ciclo do Próton":

$p + p \rightarrow 2\,H + e^{+} + \nu_e$

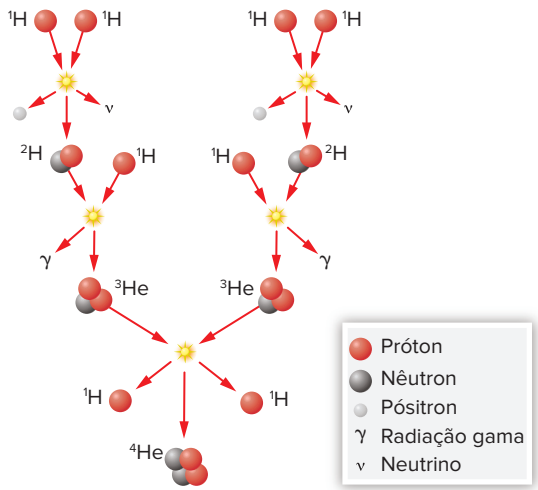
$p + {}^{2}H \rightarrow {}^{3}He + \gamma$

${}^{3}He + {}^{3}He \rightarrow {}^{4}He + p + p$

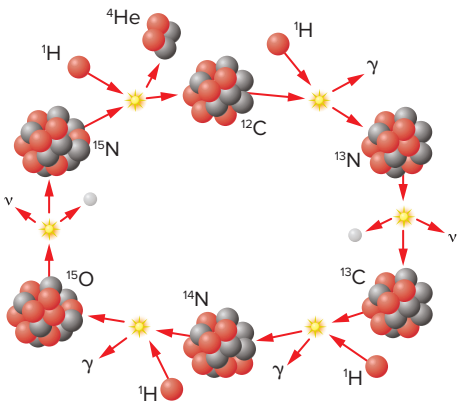
No Ciclo do Próton, as duas primeiras reações ocorrem duas vezes. Seis prótons entram e o produto é um núcleo de hélio, dois prótons, um pósitron, um neutrino e energia.

Além do ciclo próton-próton, as estrelas também podem produzir energia pelo ciclo CNO. Nesse ciclo, átomos de carbono, nitrogênio e oxigênio, que já estavam presentes no núcleo estelar, atuam como os catalisadores em reações químicas: sua composição não se altera ao longo da cadeia de reações. No ciclo CNO, há consumo de prótons e produção de átomos de hélio. Os demais elementos permanecem inalterados.

Reação em cadeia próton-próton



Ciclo CNO



[...]

Nas estrelas massivas, esse processo segue por fusão nuclear até a formação do núcleo do ferro. Dando sequência ao processo alfa, o hélio combina com carbono para produzir elementos mais pesados, mas apenas aqueles com um número par de prótons. As combinações acontecem nessa ordem:

- O carbono funde com o hélio produzindo o oxigênio.
- O oxigênio funde com o hélio produzindo o neônio.
- O neônio funde com o hélio produzindo o magnésio.
- O magnésio funde com o hélio produzindo o silício.
- O silício funde com o hélio produzindo o enxofre.
- O enxofre funde com o hélio produzindo o argônio.
- O argônio funde com o hélio produzindo o cálcio.
- O cálcio funde com o hélio produzindo o titânio.
- O titânio funde com o hélio produzindo o cromo.
- O cromo funde com o hélio produzindo o ferro.

[...]

E qual o motivo do ferro ser a linha de borda para o sustento de uma estrela? A resposta está na diferença da energia das ligações internucleares. [...] Essa energia compete com a energia da gravidade e mantém o equilíbrio estável na estrela. O processo de formação dos núcleos dos elementos maiores que o ferro gera menos energia proporcionalmente à massa do elemento. A liberação de energias menores, portanto, quebra o equilíbrio, permitindo que a gravidade seja a força predominante na estrela, gerando seu colapso.

Essa diferença de energia internuclear também é responsável pela mudança no processo de formação dos elementos maiores que o Fe. Enquanto os elementos menores do que o ferro são produzidos somente por fusão nuclear, os elementos mais pesados são formados por um processo que envolve captura de nêutrons e posterior decaimento radioativo. [...]

Uma vez ejetados para o espaço circundante, essas nuvens formadas após as explosões de supernovas possuem todos os elementos que conhecemos hoje no nosso planeta. Esses elementos estão agora disponíveis para serem usados na formação de novas gerações de estrelas e, consequentemente, os novos planetas que as orbitarão. Essa é a matéria-prima que originou o nosso sistema solar há cerca de 4,5 bilhões de anos e esse será, também, o processo que levará ao final do nosso Sol e, com ele o nosso planeta, previsto para ocorrer daqui a 5 ou 6 bilhões de anos. Quem viver, verá...

BASÍLIO, M. Afinal, como se formaram os elementos químicos. *Cefet-MG*, 1 fev. 2021. Disponível em: https://www.quimicatecnologica.bh.cefetmg.br/2021/02/01/como-os-elementos-quimicos-foram-formados/. Acesso em: 8 ago. 2025.

Veja os principais assuntos e conceitos trabalhados neste capítulo acessando a seção **Resumindo** no livro digital, na Plataforma Poliedro.

Quer saber mais?

Livro

STRATHERN, P. *O sonho de Mendeleiev*: a verdadeira história da Química. Rio de Janeiro: Zahar, 2002.

O livro aborda a história da descoberta e a busca pela classificação dos elementos químicos ao longo dos séculos.

Site

ROYAL SOCIETY OF CHEMISTRY. *Periodic Table*. Disponível em: http://p.p4ed.com/UPBTB

O *site* traz uma tabela periódica interativa da qual é possível obter diversas informações sobre os elementos químicos. Em inglês. Acesso em: 2 jun. 2025.

Exercícios complementares

Tabela periódica

1. **Cefet-MG 2016** Utilizando-se a Tabela Periódica dos Elementos, é possível identificar determinadas substâncias encontradas na natureza.
Considere uma substância com as seguintes características:
I. Simples
II. Diatômica
III. Presente na atmosfera
IV. Constituída por átomos da coluna ou família VI-A (calcogênios)
Essa substância corresponde ao gás
a) CO_2 **b)** N_2 **c)** O_3 **d)** O_2

2. **UFJF/Pism-MG 2018** Analise as observações a seguir relativas a um determinado elemento químico que possui 2 elétrons na camada K e assinale a opção **CORRETA**:
a) O elemento apresenta 2 prótons e 2 elétrons.
b) O elemento apresenta o mesmo número de elétrons na camada de valência que os outros elementos do mesmo grupo da Tabela Periódica.
c) No período onde se situa o elemento em questão estão presentes sete outros.
d) Ao formar ligações químicas, o elemento segue a regra do octeto.
e) O elemento apresenta 4 nêutrons em seu núcleo.

3. **Uespi** Os cloratos são agentes oxidantes úteis. O clorato de potássio, $KC\ell O_3$, por exemplo, é usado como fonte de oxigênio em fogos de artifício e em fósforos. Os elementos que o constituem, na ordem indicada na fórmula acima, pertencem às famílias dos:
a) alcalinoterrosos, halogênios e calcogênios.
b) alcalinos, calcogênios e halogênios.
c) calcogênios, halogênios e alcalinoterrosos.
d) alcalinos, halogênios e calcogênios.
e) alcalinos, gases nobres e calcogênios.

4. **Uece 2018 (Adapt.)** No sexto e sétimo períodos da Tabela Periódica, são encontrados elementos conhecidos como terras-raras, que são os lantanídeos e os actinídeos. Sobre tais elementos é correto afirmar que
a) o elétron diferencial do praseodímio se encontra na antepenúltima camada do átomo.
b) a maior diferença entre os lantanídeos e os actinídeos é que os actinídeos, com uma única exceção, são elementos estáveis, ao passo que todos os lantanídeos são radioativos.
c) as terras-raras têm esse nome porque todas são encontradas em pequena quantidade.
d) os lantanídeos e os actinídeos são elementos de transição simples.

5. **UFMS 2024** O 6º período é um dos mais longos da tabela periódica. Nele estão localizados os elementos que tem número atômico de 57 a 71, os chamados lantanídeos. Esses elementos estão associados ao desenvolvimento de muitas tecnologias como painéis solares, telas de TV, celulares, lasers, entre outras. Considerando somente os elementos do 6º período, segundo a União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC), esses elementos também podem ser chamados de:
a) calcogênios, pois são encontrados somente em terras com alta concentração de óxidos.
b) elementos inertes ou gases nobres, daí sua importância para a tecnologia.
c) elementos transurânicos, pois possuem baixo número atômico, o que ajuda no desenvolvimento de novos dispositivos.
d) terras-raras, sendo considerados terras-raras leves lantânio, cério, praseodímio e neodímio.
e) elementos de transição externa e representam os maiores números atômicos exibidos pela tabela periódica.

6. **PUC-RS 2016** A Tabela Periódica contém todos os elementos químicos já descobertos, os quais estão organizados em função de sua estrutura e propriedades. Em relação aos elementos químicos, é correto afirmar que
a) o mais leve da Tabela Periódica é um gás nobre.
b) o mais abundante na atmosfera terrestre é um calcogênio.
c) o mais abundante do Universo está localizado no primeiro período.
d) o que constitui o diamante está localizado no mesmo grupo do enxofre.
e) o mais abundante da crosta terrestre está localizado no terceiro período.

7. UFJF/Pism-MG 2017 O mercúrio é um elemento químico que apresenta como temperaturas de fusão −38 °C e de ebulição, 357 °C. Forma liga metálica facilmente com muitos outros metais, como o ouro ou a prata, produzindo amálgamas. Sobre o mercúrio é correto afirmar que:

a) forma uma mistura heterogênea na produção de amálgamas com ouro.

b) apresenta 80 elétrons e 80 nêutrons.

c) encontra-se no estado líquido na temperatura ambiente (24 °C).

d) localiza-se no quinto período da tabela periódica.

e) apresenta distribuição eletrônica [Xe] $6s^2\ 4f^{14}\ 4d^{10}$.

8. Uerj 2019 Recentemente, cientistas conseguiram produzir hidrogênio metálico, comprimindo hidrogênio molecular sob elevada pressão. As propriedades metálicas desse elemento são as mesmas dos demais elementos do grupo 1 da tabela de classificação periódica.

Essa semelhança está relacionada com o subnível mais energético desses elementos, que corresponde a:

a) ns^1

b) np^2

c) nd^3

d) nf^4

9. UEPG-PR 2018 Com base na classificação periódica, na distribuição eletrônica e nas características dos elementos químicos, assinale o que for correto.

01 O cálcio (Ca, Z = 20) e o césio (Cs, Z = 55) pertencem ao grupo 1.

02 O escândio (Sc, Z = 21) e o molibdênio (Mo, Z = 42) são metais de transição.

04 O nitrogênio (N, Z = 7) e o cloro (Cℓ, Z = 17) são gasosos à temperatura de 25 °C.

08 O flúor (F, Z = 9) e o iodo (I, Z = 53) pertencem ao grupo 17 e são respectivamente gasosos e sólidos à temperatura de 25 °C.

Soma:

10. IFSul-RS 2017 Com relação à classificação periódica dos elementos, afirma-se que o

a) mercúrio é um ametal líquido à temperatura ambiente.

b) hidrogênio é um metal alcalino localizado na 1ª coluna.

c) potássio é o elemento mais eletropositivo do 4º período.

d) oxigênio é o elemento menos eletronegativo da 16ª coluna.

11. Uece 2018 No processo de evolução da tabela periódica, os modelos de Mendeleev e Moseley foram as formulações mais bem-sucedidas para demonstrar a periodicidade das propriedades dos elementos químicos. Nesse contexto, a diferença básica entre os modelos de Mendeleev e Moseley residem, respectivamente, na forma de organização dos seguintes parâmetros atômicos:

a) massa atômica e elétrons.

b) massa atômica e nêutrons.

c) elétrons e número de prótons.

d) nêutrons e número de prótons.

e) massa atômica e número de prótons

12. PUC-PR 2016 Linus Carl Pauling, nascido no dia 28 de fevereiro de 1901, em Portland, nos Estados Unidos, foi um dos mais importantes químicos e recebeu dois Prêmios Nobel. Estudou a vitamina C. Em 1929, foi nomeado Professor Associado e, um ano depois, Professor. Em 1930, retorna para a Europa, estuda os elétrons e constrói junto com um aluno um aparelho de difração eletrônica para estudar a estrutura das moléculas. Recebeu, em 1931, o Prêmio Langmuir por ter realizado o trabalho científico mais significativo realizado por um cientista com menos de 30 anos. Em 1932, mostrou a ideia de eletronegatividade e a escala de Pauling. Um de seus trabalhos mais importantes é sobre hibridização e a tetravalência do carbono.

Disponível em: http://www.soq.com.br/.

Analisando o texto, o qual conta um pouco sobre Linus Pauling, assinale a alternativa **CORRETA**.

Dados: $_{26}Fe$ (grupo 8 ou família VIIIB); $_{11}Na$ (grupo 1 ou família IA); $_{37}Rb$ (grupo 1 ou família IA); $_{12}Mg$ (grupo 2 ou família IIA); $_{20}Ca$ (grupo 2 ou família IIA)

a) A distribuição eletrônica de Linus Pauling ocorre em ordem decrescente de níveis energéticos.

b) A distribuição eletrônica para o íon Fe^{3+} possui subnível mais energético $3d^3$.

c) Caso em um laboratório faltasse o sódio para fazer um experimento, o rubídio poderia substituí-lo, pois ambos possuem propriedades químicas semelhantes.

d) Analisando-se os raios iônicos do íon Na^+ e do íon Mg^{2+}, temos que o raio iônico do íon sódio (Na^+) é inferior ao raio iônico do íon magnésio (Mg^{2+}).

e) Os elementos sódio, cálcio e ferro são bons condutores de eletricidade, porém maus condutores de calor no estado sólido.

13. UFSC 2020

Tabela periódica, sua linda!

Em 2019 comemora-se em todo o mundo o Ano Internacional da Tabela Periódica, em alusão aos 150 anos do desenvolvimento do sistema periódico

pelo cientista russo Dmitri Mendeleev. A tabela periódica que hoje conhecemos agrupa 118 elementos organizados de forma crescente em razão de seu número atômico e de modo que os elementos de um mesmo grupo apresentem propriedades similares. Em seu sesquicentenário, essa ferramenta ainda é indispensável para explicar (e prever) interações químicas e inferir características dos elementos, como reatividade, densidade e disposição dos elétrons em torno do núcleo atômico.

Disponível em: https://revistapesquisa.fapesp.br/2019/03/14/a-encruzilhada-da-tabela-periodica e em: http://www.unesco.org/new/en/brasilia/about-thisoffice/prizes-and-celebrations/2019-international-year-of-the-periodic-table-of-chemical-elements. [Adaptado]. Acesso em: 7 set. 2019.

Sobre o assunto, é correto afirmar que:

01 os elementos do grupo 1 da tabela periódica possuem uma significativa diferença de eletronegatividade em relação aos elementos do grupo 16, o que explica o fato de moléculas como H_2O possuírem ligações com elevado caráter iônico.

02 diversos elementos da tabela periódica são poli-isotópicos, ou seja, possuem mais de um isótopo estável encontrado na natureza.

04 a tabela periódica possui elementos considerados "artificiais", ou seja, que foram produzidos em laboratório por meio de reações nucleares entre elementos de massas atômicas distintas.

08 em solução aquosa, os elementos dos grupos 1 e 2 da tabela periódica tendem a formar ânions, que são atraídos eletrostaticamente entre si para formar compostos metálicos.

16 as propriedades que explicam a organização atual dos elementos na tabela periódica corroboram a hipótese de que os átomos consistem em esferas carregadas negativamente nas quais estão incrustadas cargas positivas, conhecidas como prótons.

32 os elementos de transição estão concentrados no centro da tabela periódica e consistem em metais e não metais pouco reativos e que se estabilizam ao permanecer com oito elétrons na camada de valência.

Soma: _____

14. **PUC-Rio** A tabela periódica dos elementos é uma base de dados que possibilita prever o comportamento, propriedades e características dos elementos químicos.

Com as informações que podem ser obtidas da tabela periódica, relacione os elementos apresentados na coluna da esquerda com a informação da coluna à direita que indica a respectiva distribuição dos elétrons nos subníveis do último nível de energia ocupado no estado fundamental.

Elemento químico	Configuração no último nível
I. Bromo	X. s^2 Y. s^2p^4 Z. s^2p^2
II. Estanho	
III. Polônio	
IV. Rádio	

Estão corretas as associações:

a) I – X, II – Y e III – Z
b) I – X, II – Z e III – Y
c) I – Z, II – X e IV – Y
d) II – Z, III – Y e IV – X
e) II – Y, III – Z e IV – X

15. **Uerj** Em uma das primeiras classificações periódicas, os elementos químicos eram organizados em grupos de três, denominados tríades. Os elementos de cada tríade apresentam propriedades químicas semelhantes, e a massa atômica do elemento central equivale aproximadamente à média aritmética das massas atômicas dos outros dois. Observe as tríades a seguir:

Li	Cℓ	S
Na	Br	**X**
K	I	Te

Com base nos critérios desta classificação, a letra X corresponde ao seguinte elemento químico:

a) O
b) As
c) Se
d) Po

16. **UFRR 2023** Um determinado elemento da tabela periódica apresenta configuração eletrônica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$. É CORRETO afirmar que esse elemento está localizado no:

a) 2º período do grupo 14
b) 3º período do grupo 15
c) 2º período do grupo 15
d) 3º período do grupo 14
e) 2º período do grupo 16

17. Enem 2018 Na mitologia grega, Nióbia era a filha de Tântalo, dois personagens conhecidos pelo sofrimento. O elemento químico de número atômico (Z) igual a 41 tem propriedades químicas e físicas tão parecidas com as do elemento de número atômico 73 que chegaram a ser confundidos. Por isso, em homenagem a esses dois personagens da mitologia grega, foi conferido a esses elementos os nomes de nióbio (Z = 41) e tântalo (Z = 73). Esses dois elementos químicos adquiriram grande importância econômica na metalurgia, na produção de supercondutores e em outras aplicações na indústria de ponta, exatamente pelas propriedades químicas e físicas comuns aos dois.

KEAN, S. *A colher que desaparece*: e outras histórias reais de loucura, amor e morte a partir dos elementos químicos. Rio de Janeiro: Zahar, 2011 (adaptado).

A importância econômica e tecnológica desses elementos, pela similaridade de suas propriedades químicas e físicas, deve-se a

a) terem elétrons no subnível *f*.
b) serem elementos de transição interna.
c) pertencem ao mesmo grupo na tabela periódica.
d) terem seus elétrons mais externos nos níveis 4 e 5, respectivamente.
e) estarem localizados na família dos alcalinos terrosos e alcalinos, respectivamente.

Propriedades periódicas

18. UTFPR 2024 A tabela periódica fornece uma classificação detalhada dos elementos químicos, em que os blocos refletem a identidade dos orbitais que são ocupados por último, de acordo com o princípio do preenchimento. Além disso, o número de um determinado período identifica o número quântico principal dos elétrons da camada de valência dos átomos que formam esse período, enquanto o número do grupo está relacionado com o número de elétrons de valência. Com este formato, e a organização dos elementos por número atômico, é possível usar a tabela periódica para prever as propriedades dos elementos e dos compostos nos quais eles participam.

Analise os itens de I a IV:

I. O elemento com configuração eletrônica [Ne] $3s^2\ 3p^1$ tem a primeira energia de ionização mais baixa do que o elemento com configuração eletrônica [Ne] $3s^2\ 3p^5$.
II. O elemento com configuração eletrônica [Ar] $4s^2$ e um metal e possui afinidade eletrônica mais baixa do que o elemento com configuração eletrônica [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$.
III. A eletronegatividade do elemento com configuração eletrônica [He] $2s^2\ 2p^5$ e maior do que aquela observada para o elemento [He] $2s^2\ 2p^3$.
IV. O elemento com configuração eletrônica [Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^2$ pertence ao quinto período do bloco p da tabela periódica.

Assinale a alternativa correta:

a) Estão corretos os itens I, II, III e IV.
b) Apenas os itens I e IV estão corretos.
c) Apenas os itens II, III e IV estão corretos.
d) Apenas os itens I e II estão corretos.
e) Apenas os itens II e IV estão corretos.

19. UEPG-PR 2018 O elemento químico X (Z = 17) é isóbaro do elemento químico D (Z = 19 e 17 nêutrons). De acordo com essas afirmações, assinale o que for correto.

01 O número de massa do elemento X é 36.
02 O elemento X tem 17 nêutrons.
04 A energia de ionização para átomos de X é maior do que para átomos de D.
08 Átomos do elemento X possuem maior raio atômico do que átomos do elemento D.

Soma:

20. UEPG-PR 2019 Abaixo, estão representados os elementos do grupo 1 da Tabela Periódica e seus respectivos números atômicos (Z). Sobre a distribuição eletrônica e suas propriedades periódicas, assinale o que for correto.

Li 3
Na 11
K 19
Rb 37
Cs 55
Fr 87

01 Todos os elementos do grupo 1 apresentam um elétron na camada de valência.
02 O Li é o elemento que apresenta o menor raio no grupo 1.
04 O elemento mais reativo no grupo 1 é o Fr.
08 A energia de ionização do Rb é maior do que a do K.

Soma:

21. Cefet-MG 2019 O cádmio é um metal tóxico que, na sua forma iônica (Cd^{2+}), apresenta uma similaridade química (tamanhos aproximados) com os íons dos metais cálcio e zinco, importantes para o nosso organismo. Esse fato permite que, em casos de intoxicação com o íon cádmio, esse substitua

1. o cátion zinco (Zn^{2+}) em certas enzimas do organismo humano, o que provoca a falência dos rins.
2. o cátion cálcio (Ca^{2+}) no tecido ósseo, o que causa a doença de itai-itai, caracterizada por ossos quebradiços.

Dados:

Elemento	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
Número atômico (Z)	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
Elemento											Cd
Número atômico (Z)											48

Com base nessas informações, é **INCORRETO** afirmar que

a) o subnível mais energético do Cd^{2+} é $4d^{10}$.
b) o cálcio possui eletronegatividade menor que o zinco.
c) os dois metais de maior Z são elementos de transição.
d) o cátion zinco apresenta dois elétrons na camada de valência.

22. Unioeste-PR 2021 A tabela periódica é uma maneira sistemática para organizar os elementos químicos de acordo com suas características e propriedades. Em relação aos elementos químicos e à tabela periódica é CORRETO afirmar que:

a) o número atômico é o número de átomos que compõem a tabela periódica.
b) o hélio é o elemento de menor raio atômico e de maior eletronegatividade da tabela periódica.
c) os elementos magnésio, cálcio e césio pertencem à família dos metais alcalinos terrosos.
d) o raio atômico do flúor é menor que o do cloro.
e) o número de massa de um elemento químico da tabela periódica corresponde ao seu número de prótons.

23. Uece 2023 Na comparação entre as famílias dos halogênios e dos metais alcalinos, os halogênios apresentam valores mais altos de

a) poder redutor.
b) ponto de fusão.
c) afinidade eletrônica.
d) densidade.

24. Unesp 2018 Considere os elementos K, Co, As e Br, todos localizados no quarto período da Classificação Periódica. O elemento de maior densidade e o elemento mais eletronegativo são, respectivamente,

a) K e As.
b) Co e Br.
c) K e Br.
d) Co e As.
e) Co e K.

25. UEM-PR 2023 Assinale o que for correto.

01 O número de massa é uma propriedade aperiódica, pois, de maneira geral, aumenta com o aumento do número atômico.
02 O raio atômico é uma propriedade periódica, pois seus valores variam periodicamente com o aumento do número atômico.
04 Volume atômico é uma propriedade que representa o volume ocupado por um átomo do elemento no estado sólido.
08 A densidade absoluta, no estado sólido, é também uma propriedade periódica dos elementos químicos.
16 Os elementos de menores pontos de fusão e de ebulição são aqueles que podem se apresentar no estado líquido, ou até mesmo no gasoso em condições ambientais de temperatura e pressão.

Soma: _____

26. Fuvest-SP 2025 Baterias íon-lítio (íon-Li) armazenam energia por meio de um processo de intercalação iônica, no qual íons Li^+ penetram e se acomodam entre camadas de grafite no ânodo da bateria. A quantidade de energia armazenada é diretamente proporcional ao número de íons Li^+ intercalados no ânodo, que, entre outros aspectos, é limitado pelo espaço disponível para a sua alocação. Uma recente inovação tecnológica em baterias é a substituição de Li por Na, formando baterias íon-sódio (íon-Na). O mecanismo de funcionamento se baseia no processo de intercalação, com a vantagem de que o Na é mais abundante do que o Li no planeta. Considerando que a única diferença entre baterias de mesma massa e volume seja o íon utilizado (Na^+ ou Li^+) e que a densidade de energia é a quantidade de energia armazenada na bateria por unidade de massa e volume, é correto afirmar que a densidade de energia de uma bateria íon-Na é

Note e adote: Distribuição eletrônica: Li = $1s^2$, $2s^1$; Na = $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^1$. Massa atômica (u): Li = 7; Na = 23.

a) maior do que de uma bateria íon-Li, pois o Na^+ tem maior massa e menor raio iônico do que o Li^+.
b) menor do que de uma bateria íon-Li, pois o Na^+ tem maior massa e maior raio iônico do que o Li^+.
c) maior do que de uma bateria íon-Li, pois o Na^+ tem menor massa e maior raio iônico do que o Li^+.
d) menor do que de uma bateria íon-Li, pois o Na^+ tem menor massa e menor raio iônico do que o Li^+.
e) igual à de uma bateria íon-Li, pois ambos os íons são monovalentes.

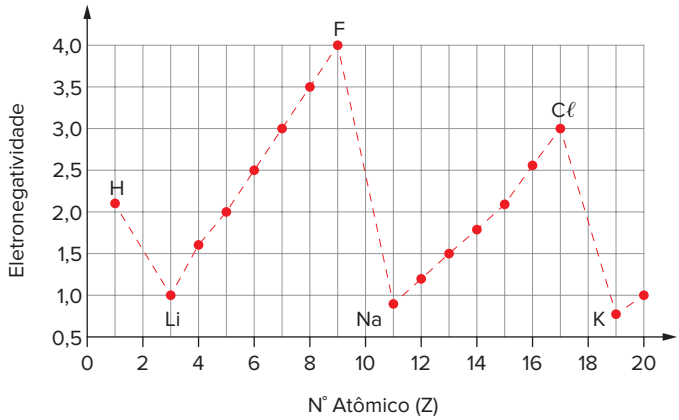
27. UFRGS 2017 O gálio (Ga) é um metal com baixíssimo ponto de fusão (29,8 °C). O cromo (Cr) é um metal usado em revestimentos para decoração e anticorrosão, e é um importante elemento constituinte de aços inoxidáveis. O potássio e o césio são metais altamente reativos.

Assinale a alternativa que apresenta os átomos de césio, cromo, gálio e potássio na ordem crescente de tamanho.

a) Ga < Cr < K < Cs.
b) Cs < Cr < K < Ga.
c) Ga < K < Cr < Cs.
d) Cr < Cs < K < Ga.
e) Ga < Cs < Cr < K

28. Fuvest-SP 2024 Um tema de grande interesse na química é a ativação seletiva de ligações C – H. Essa ativação permite a substituição de H nessas ligações por outros átomos, como O ou N. A relevância desse tema pode ser verificada em um estudo recentemente publicado no prestigioso periódico *Science*, que conta com uma egressa da USP dentre seus autores.

A baixa diferença de eletronegatividade entre C e H é um dos motivos que dificulta a ativação da ligação C – H, pois torna a ligação pouco polar e diminui sua reatividade.



Considerando apenas a eletronegatividade, representada no gráfico, qual das alternativas apresenta uma ligação ainda menos reativa do que a ligação C – H?

a) C – N **b)** C – F **c)** S – O **d)** P – H **e)** P – Cℓ

▶ **Note e adote:** Número atômico (Z) dos elementos: H = 1, C = 6, N = 7, O = 8, F = 9, P = 15, S = 16, Cℓ = 17.

29. UFJF/Pism-MG 2018 Metais como cobre, zinco, cobalto e molibdênio possuem função biológica conhecida e são constituintes obrigatórios para o metabolismo dos seres humanos e por isso são considerados essenciais. Porém, não podem ser ingeridos em altas concentrações, pois são tóxicos nessas condições. Considerando esses elementos e suas propriedades, assinale a alternativa que apresenta a afirmativa **CORRETA**:

a) O símbolo do elemento químico cobre é Co.

b) O elemento mais eletronegativo é molibdênio.

c) O zinco e o cobre estão na mesma família.

d) A distribuição eletrônica do molibdênio é $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $4s^2$, $3d^{10}$, $4p^6$, $4d^5$.

e) O zinco é o elemento que possui maior energia de ionização quando comparado ao cobre e ao cobalto.

30. UEPG-PR 2016 Sobre as propriedades periódicas dos elementos químicos, assinale o que for correto.

01 A segunda energia de ionização é sempre menor que a primeira energia de ionização.

02 Dados dois elementos com a seguinte configuração dos níveis mais energéticos: A = $3s^2\ 3p^1$ e B = $4s^2\ 4p^5$, o que apresenta o maior raio iônico e afinidade eletrônica é o elemento A.

04 A energia de ionização dos átomos tende a decrescer de cima para baixo no grupo, pois os elétrons mais externos ocupam uma camada mais afastada do núcleo e, portanto, estes se encontram menos fortemente ligados.

08 Os metais alcalinos terrosos são mais eletronegativos que os halogênios.

16 O Mg^{2+} apresenta um menor raio iônico que o Ca^{2+}, sendo Mg (Z = 12) e Ca (Z = 20).

Soma: _____

31. UFRGS 2020 Em 2019, o mundo celebra o Ano Internacional da Tabela Periódica dos Elementos Químicos, em reconhecimento a sua importância para o desenvolvimento da ciência moderna.

Considere os elementos X, Y e Z da tabela periódica, levando em conta as seguintes afirmações.

1 – X tem 3 elétrons na última camada.

2 – Y tem tendência a formar quatro ligações covalentes.

3 – Z necessita receber dois elétrons para adquirir a configuração de um gás nobre.

4 – Z tem raio atômico semelhante a Y.

Os elementos X, Y e Z são, respectivamente,

a) Aℓ – Si – Se. **c)** P – C – Te. **e)** In – Ba – I.

b) B – Ge – O. **d)** Ga – Ge – As.

32. UEPG-PR 2016 Com relação aos processos abaixo, assinale o que for correto.

$$A^0(g) \xrightarrow{E_1} A^+(g) \xrightarrow{E_2} A^{2+}(g)$$

01 A energia E_1 é menor que a energia E_2.
02 A energia E_1 é a energia liberada para retirar um elétron de um átomo isolado.
04 A espécie A^{2+} possui um raio atômico menor que a espécie A^0.
08 A energia E_2 é a segunda energia de ionização do átomo A.
16 O processo apresentado pode representar a ionização de um átomo de metal alcalinoterroso.

Soma:

33. Uece 2016 Em 1839, o físico Alexandre Edmond Becquerel (1820-1891), ao descobrir, experimentalmente, o efeito fotoelétrico, aos 19 anos de idade, jamais imaginou que estivesse criando um novo meio de captação de energia limpa. A energia solar incide sobre uma célula fotoelétrica atingindo elétrons e produzindo eletricidade que pode ser convertida em energia luminosa ou mecânica, por exemplo. Para garantir maior eficiência, o material usado na fabricação de uma célula fotoelétrica deve ter

a) alta densidade.
b) alta eletronegatividade.
c) baixo ponto de fusão.
d) baixa energia de ionização.

34. UFPR 2019 A tabela periódica dos elementos é ordenada pelo número atômico de cada elemento. A sua organização é útil para relacionar as propriedades eletrônicas dos átomos com as propriedades (químicas) das substâncias. Além disso, pode ser usada para prever comportamentos de elementos não descobertos ou ainda não sintetizados.

Considere os elementos ${}_9X$, ${}_{16}Y$, ${}_{19}Z$ (X, Y, Z são símbolos fictícios).

a) Faça a distribuição eletrônica dos átomos X, Y, e Z, indicando claramente a última camada preenchida.
b) A que período e grupo (ou família) pertencem os elementos X, Y e Z?
c) Coloque X, Y e Z em ordem crescente de raio atômico.
d) Coloque X, Y e Z em ordem crescente de eletronegatividade.

35. UFJF-MG 2019 Em 1869, quando o químico russo Dimitri Mendeleev publicou pela primeira vez sua tabela periódica de elementos químicos, ficou claro que as propriedades químicas e físicas dos elementos também seguiam uma lei periódica. Desta forma, podemos estimar os valores das propriedades de um elemento químico observando as tendências ao longo de um grupo ou período da tabela periódica atual. Abaixo são relacionados três metais alcalinos (grupo 1 da tabela periódica) e os valores do raio atômico e eletronegatividade de Pauling são fornecidos para o sódio e o rubídio, respectivamente, enquanto para os outros elementos os valores destas propriedades são indicados pelos itens (i) a (iv):

Elemento	Raio atômico (nm)	Eletronegatividade de Pauling
Na	0,190	(iii)
K	(i)	(iv)
Rb	(II)	0,8

Considerando a lei periódica, assinale a alternativa que contém os valores corretos dos itens (i); (ii); (iii) e (iv), respectivamente:

a) 0,149; 0,095; 0,6 e 0,7
b) 0,235; 0,280; 1,0 e 0,9
c) 0,149; 0,095; 1,0 e 0,9
d) 0,235; 0,280; 0,6 e 0,7
e) 0,149; 0,280; 0,6 e 0,7

BNCC em foco

EM13CNT303

1. A leitura das linhas da tabela periódica revela muito sobre os elementos, mas isso é apenas parte da história, e nem mesmo a melhor parte. Os elementos da mesma coluna, os vizinhos latitudinais, estão na verdade muito mais intimamente relacionados do que os vizinhos horizontais. Normalmente as pessoas leem da esquerda para a direita (ou da direita para a esquerda) em quase todas as línguas humanas, mas a leitura da tabela periódica de cima para baixo, coluna por coluna, como em alguns métodos japoneses, é na verdade mais significativa. [...] A tabela periódica tem sua própria gramática, e a leitura de suas entrelinhas revela toda uma nova história.

KEAN, S. *A colher que desaparece*: e outras histórias reais de loucura, amor e morte a partir dos elementos químicos. Rio de Janeiro: Zahar, 2011. p. 34.

Explique por que o autor diz, no trecho, que "a leitura da tabela periódica de cima para baixo [...] é na verdade mais significativa".

EM13CNT301

2. Muitas enzimas presentes no organismo dos seres humanos contêm metais em sua estrutura que são essenciais para que as enzimas mantenham sua forma e sua função. A proteína quinase C, por exemplo, é uma enzima com íons cálcio em sua composição. Porém, há alguns metais que podem ser perigosos para os seres vivos, pois, ao entrarem nos organismos, são capazes de substituir os metais que originalmente fazem parte das enzimas, alterando levemente sua forma e podendo inativá-las. Essa substituição pode se dar quando os átomos de metais nocivos têm carga de mesmo sinal e aproximadamente o mesmo tamanho dos átomos de metais essenciais. Considerando a tabela a seguir, a quinase C tem maior probabilidade de ser inativada por um íon de qual metal?

Elemento químico	Raio atômico (Å)	Raio iônico (Å)
Arsênio	1,85	0,59 (íon 3+)
Cádmio	2,18	0,95 (íon 2+)
Cálcio	2,31	1,00 (íon 2+)
Cobalto	2,00	0,65 (íon 2+)
Cobre	1,96	0,73 (íon 2+)
Chumbo	2,02	1,19 (íon 2+)

a) Arsênio.
b) Cádmio.
c) Cobalto.
d) Cobre.
e) Chumbo.

EM13CNT307

3. O efeito fotoelétrico está presente no cotidiano, por exemplo, no mecanismo que permite o funcionamento das portas dos *shoppings* e nos sistemas de iluminação pública, por meio dos quais as lâmpadas acendem e apagam. Esse efeito acontece porque, nas células fotoelétricas, os metais emitem elétrons quando são iluminados em determinadas condições. O potássio e o sódio são usados na produção de determinadas células fotoelétricas pela relativa facilidade de seus átomos emitirem elétrons quando ganham energia. Segundo sua posição na tabela periódica, o uso desses metais está relacionado com o:

a) baixo valor do potencial de ionização dos átomos desses metais.
b) alto valor da afinidade eletrônica dos átomos desses metais.
c) alto valor da eletronegatividade dos átomos desses metais.
d) alto valor do potencial de ionização dos átomos desses metais.

Kasatkina Nataliya/Shutterstock.com

FRENTE 1

CAPÍTULO

3

Ligações químicas

Em nossa cozinha, é comum encontrarmos duas substâncias brancas e cristalinas. Apesar da similaridade na aparência e de serem utilizadas para realçar o sabor dos alimentos, esses dois compostos são utilizados em diferentes tipos de comida.

O sal e o açúcar, independentemente de sua utilização em comum, são espécies de substâncias bem diferentes. O sal de cozinha tem como principal componente o cloreto de sódio, que é constituído de íons de sódio e de íons de cloro, ou seja, é formado por ligações iônicas. Já o açúcar consiste em moléculas de sacarose formadas por ligações químicas entre os átomos de carbono, hidrogênio e oxigênio.

A regra do octeto

Gilbert Newton Lewis publicou um trabalho, em 1916, sugerindo que as ligações químicas entre átomos ocorriam devido ao compartilhamento de um par de elétrons entre eles. No mesmo ano, de forma independente, o alemão Walther Kossel lançou um estudo dizendo que os elétrons das camadas mais externas (camada de valência) eram os responsáveis pela **valência** de um átomo (número de ligações que cada átomo deve realizar para ficar estável). Segundo o estudo de Kossel, átomos poderiam perder ou receber elétrons da camada de valência e, dessa forma, eles se tornariam **cátions** e **ânions** que se atraem por força eletrostática.

Entre 1894 e 1900, foram descobertos os elementos químicos conhecidos como **gases nobres** (hélio, neônio, argônio, criptônio, xenônio e radônio). Esse nome foi atribuído a esses gases porque eles eram considerados inertes, ou seja, gases que não formavam ligações químicas com outros átomos. Atualmente, sabe-se que os gases nobres reagem em condições específicas, formando algumas substâncias. Porém, ainda são encontrados na natureza na forma isolada.

Associando-se essa observação à configuração eletrônica desses elementos químicos, ou seja, ao fato de eles sempre apresentarem oito elétrons na última camada (exceto o gás hélio, que apresenta dois elétrons), conforme apresentado na tabela a seguir, Kossel e Lewis lançaram a hipótese de que os átomos, ao se unirem, procuram perder, ganhar ou compartilhar seus elétrons da camada de valência até adquirirem a configuração eletrônica de um gás nobre, ou seja, oito elétrons. Essa teoria ficou conhecida como **regra do octeto**.

Gás nobre	Configuração eletrônica	Camada de valência
$_{2}He$	$1s^2$	$1s^2$
$_{10}Ne$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$	$2s^2\ 2p^6$
$_{18}Ar$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$	$3s^2\ 3p^6$
$_{36}Kr$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$	$4s^2\ 4p^6$
$_{54}Xe$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6$	$5s^2\ 5p^6$
$_{86}Rn$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6p^6$	$6s^2\ 6p^6$

Gases nobres e a regra do octeto.

Ligação iônica ou eletrovalente

Esse tipo de ligação acontece entre átomos com tendências contrárias, ou seja, átomos mais propensos a perder elétrons (**metais**) e átomos mais propensos a receber elétrons (**ametais** e **hidrogênio**).

Ao perder elétrons, um átomo adquire carga positiva, tornando-se um cátion, e, ao ganhar elétrons, adquire carga negativa, tornando-se um ânion. Esses íons com cargas opostas (cátions e ânions) sofrem atração eletrostática, formando o que chamamos de **ligação iônica**.

Os elementos químicos metálicos apresentam 1, 2 ou 3 elétrons na camada de valência. Dessa forma, têm tendência a perder elétrons da camada de valência para adquirir configuração eletrônica de gás nobre em sua penúltima camada.

Grupo	Íon	Valência
1	Li^+, Na^+, K^+, Rb^+ e Cs^+	Monovalente (1+)
2	Be^{2+}, Mg^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+} e Ba^{2+}	Bivalente (2+)
13	$A\ell^{3+}$	Trivalente (3+)

Cátions de alguns elementos químicos representativos.

Observe os exemplos a seguir para o sódio (Na), o magnésio (Mg) e o alumínio ($A\ell$):

$$_{11}Na \Rightarrow 1s^2\ \underbrace{2s^2\ 2p^6}_{\text{8 elétrons}}\ \underbrace{3s^1}_{\substack{\text{1 elétron}\\ \text{na camada}\\ \text{de valência}}} \xrightarrow{\text{perde 1 elétron}} {}_{11}Na^+ \Rightarrow 1s^2\ \underbrace{2s^2\ 2p^6}_{\substack{\text{8 elétrons}\\ \text{na camada}\\ \text{de valência}}}$$

$$_{12}Mg \Rightarrow 1s^2\ \underbrace{2s^2\ 2p^6}_{\text{8 elétrons}}\ \underbrace{3s^2}_{\substack{\text{2 elétrons}\\ \text{na camada}\\ \text{de valência}}} \xrightarrow{\text{perde 2 elétrons}} {}_{12}Mg^{2+} \Rightarrow 1s^2\ \underbrace{2s^2\ 2p^6}_{\substack{\text{8 elétrons}\\ \text{na camada}\\ \text{de valência}}}$$

$$_{13}A\ell \Rightarrow 1s^2\ \underbrace{2s^2\ 2p^6}_{\text{8 elétrons}}\ \underbrace{3s^2\ 3p^1}_{\substack{\text{3 elétrons}\\ \text{na camada}\\ \text{de valência}}} \xrightarrow{\text{perde 3 elétrons}} {}_{13}A\ell^{3+} \Rightarrow 1s^2\ \underbrace{2s^2\ 2p^6}_{\substack{\text{8 elétrons}\\ \text{na camada}\\ \text{de valência}}}$$

Já os ametais dos grupos 15, 16 e 17 apresentam tendência a receber elétrons para completar sua camada de valência de acordo com a regra do octeto e, com isso, adquirir a configuração eletrônica de gases nobres.

Observe os exemplos a seguir para o nitrogênio (N), o oxigênio (O) e o flúor (F):

$_7N \Rightarrow 1s^2\ \underbrace{2s^2\ 2p^3}_{\text{5 elétrons na camada de valência}} \xrightarrow{\text{recebe 3 elétrons}} {}_7N^{3-} \Rightarrow 1s^2\ \underbrace{2s^2\ 2p^6}_{\text{8 elétrons na camada de valência}}$

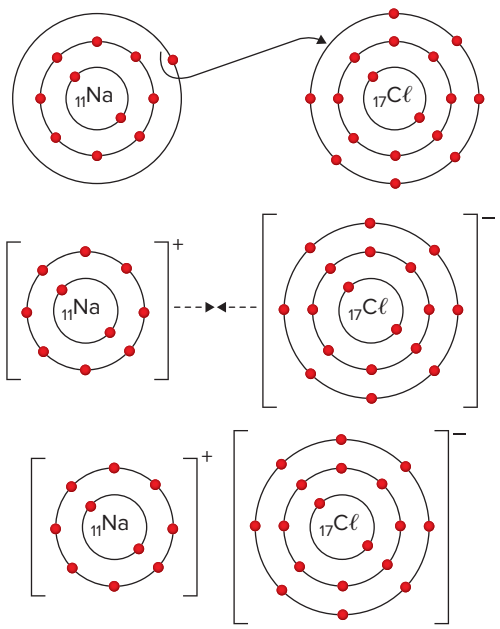
$_8O \Rightarrow 1s^2\ \underbrace{2s^2\ 2p^4}_{\text{6 elétrons na camada de valência}} \xrightarrow{\text{recebe 2 elétrons}} {}_8O^{2-} \Rightarrow 1s^2\ \underbrace{2s^2\ 2p^6}_{\text{8 elétrons na camada de valência}}$

$_9F \Rightarrow 1s^2\ \underbrace{2s^2\ 2p^5}_{\text{7 elétrons na camada de valência}} \xrightarrow{\text{recebe 1 elétron}} {}_9F^{-} \Rightarrow 1s^2\ \underbrace{2s^2\ 2p^6}_{\text{8 elétrons na camada de valência}}$

Para ilustrar uma ligação iônica, observe como seria uma reação entre um átomo de sódio e um átomo de cloro, em que ocorre a formação de cloreto de sódio, principal componente do sal de cozinha:

$$Na + C\ell \rightarrow NaC\ell$$

O átomo de sódio tem apenas um elétron em sua camada de valência e, nessa reação, cede esse elétron para o átomo de cloro, que tem sete elétrons em sua camada de valência, para que ambos obtenham a configuração estável de um gás nobre.



Formação da ligação iônica do cloreto de sódio.

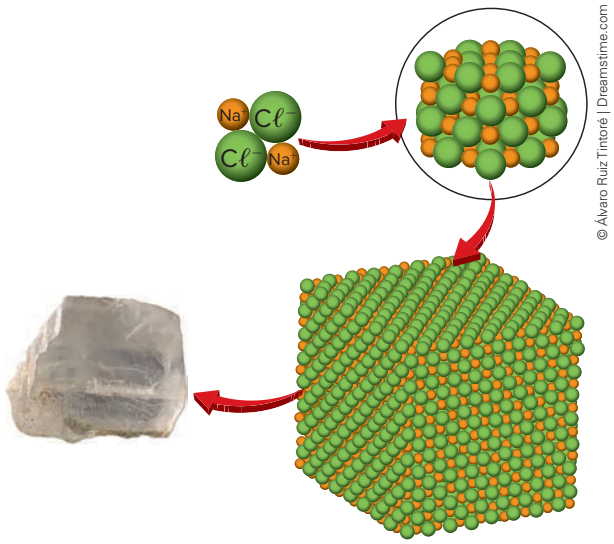
Como os íons formados têm cargas opostas, associam-se por atração eletrostática, estabelecendo, então, a ligação iônica.

Os compostos formados são eletricamente neutros e denominados **compostos iônicos**.

Quando escrevemos a fórmula $NaC\ell$, estamos escrevendo, na verdade, a fórmula mínima desse composto. Na prática, um composto iônico é formado por um número muito grande e indeterminado de cátions e ânions, atraídos mutuamente, que se agrupam de maneira alternada, formando agregados tridimensionais chamados de **retículos cristalinos** ou **cristais iônicos**. No caso do cloreto de sódio, a estrutura cristalina observada é do tipo cúbica.

© Peter Hermes Furian | Dreamstime.com

Cristais de $NaC\ell$.



© Álvaro Ruiz Tintoré | Dreamstime.com

Representação dos cristais de $NaC\ell$.

Símbolo de Lewis

Lewis percebeu que as ligações químicas poderiam ser explicadas se os elétrons da camada de valência envolvidos fossem representados da forma que atualmente conhecemos como **símbolo de Lewis**.

H·	:Ö:	·He·	:F:
Hidrogênio	Oxigênio	Hélio	Flúor

·Ċ·	:Ne:	·N·	:Cℓ:
Carbono	Neônio	Nitrogênio	Cloro

Símbolo de Lewis de alguns elementos químicos.

Nos símbolos de Lewis, os pontos representam os elétrons. Os primeiros elétrons são dispostos de maneira que fiquem o mais afastado possível uns dos outros ao redor do elemento químico, como podemos ver para o hidrogênio, hélio e carbono. Em seguida, os demais elétrons são distribuídos formando pares com os posicionados anteriormente, como nos demais elementos químicos.

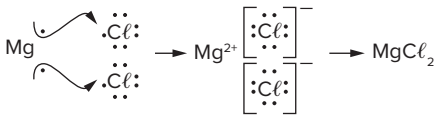
Utilizando a representação sugerida por Lewis, podemos representar essa reação usando apenas os elétrons da camada de valência.

A representação da ligação iônica pelo método de Lewis é uma ferramenta pedagógica que permite encontrar facilmente a fórmula mínima de diversos compostos iônicos. Veja alguns exemplos a seguir.

- Formação do cloreto de magnésio, ligação entre magnésio e cloro:

$_{12}Mg \Rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$

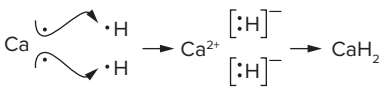
$_{17}C\ell \Rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$



- Formação do hidreto de cálcio, ligação entre cálcio e hidrogênio:

$_{20}Ca \Rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$

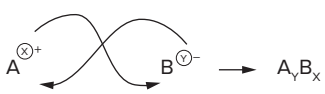
$_{1}H \Rightarrow 1s^1$



Determinação da fórmula mínima de um composto iônico

A fórmula mínima de um composto iônico deve mostrar a menor proporção inteira de cátions e ânions, de modo que a quantidade total de elétrons perdidos seja igual à quantidade total de elétrons recebidos, e, assim, garantir que a substância seja eletricamente neutra.

Uma forma prática de determinar essa fórmula é inverter os valores das cargas, transformando o numeral da carga em coeficiente dos átomos.

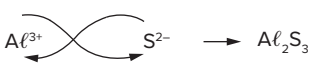


Observe o exemplo a seguir:

- Formação do sulfeto de alumínio, ligação entre o alumínio e o enxofre:

$_{13}A\ell \Rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$

$_{16}S \Rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$



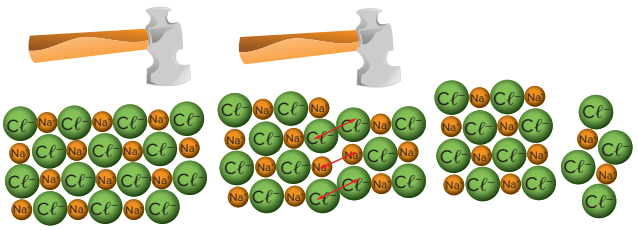
Propriedades dos compostos iônicos

Apresentam temperaturas de fusão e de ebulição elevadas

Essas substâncias são sólidas em temperatura e pressão ambientes (25 °C e 1 atm). Os íons positivos e negativos formam uma estrutura cristalina mantida pela atração de cargas opostas presente nos íons. Assim, é necessária muita energia para separar os íons que formam a estrutura iônica, ou seja, que apresentam altas temperaturas de fusão e ebulição.

São duros e quebradiços (baixa tenacidade)

Quando aplicada uma força sobre o cristal, as camadas de íons da estrutura cristalina podem deslizar, fazendo com que íons de mesmas cargas fiquem próximos uns dos outros, repelindo-se e fraturando o cristal.



Quebra de um cristal iônico. Perceba que, no primeiro momento, os íons estão alinhados de forma que positivos e negativos se intercalam. Depois do impacto, esse alinhamento se desfaz e os íons positivos e negativos se aproximam, repelindo uns aos outros e fragmentando o cristal.

Conduzem corrente elétrica no estado líquido ou em solução aquosa

Para uma substância conduzir eletricidade, ela deve apresentar partículas carregadas que possam se movimentar. As substâncias iônicas, em estado sólido, não conduzem eletricidade porque seus íons não são capazes de se movimentar na estrutura cristalina. Porém, quando essas substâncias são fundidas ou dissolvidas em água, os íons podem movimentar-se livremente no meio em que se encontram e transportar a corrente elétrica.

Exercício resolvido

1. Ufla-MG A seguir são dadas as configurações eletrônicas dos átomos A e B.

A: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$

B: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

O cátion, o ânion e o composto formado por A e B são, respectivamente,

a) A^+, B^-, AB
b) B^+, A^{2-}, B_2A
c) B^{2+}, A^-, BA_2
d) A^{2+}, B^-, AB_2
e) B^{2+}, A^{2-}, AB

Resolução:

O elemento químico A apresenta dois elétrons na camada de valência ($4s^2$), portanto tem tendência a perder dois elétrons, formando o cátion A^{2+}.

O elemento químico B apresenta sete elétrons na camada de valência ($3s^2\ 3p^5$), portanto tem tendência a receber um elétron, formando o ânion B^-.

Dessa forma, o composto formado por eles é:

$A^{2+} + B^- \rightarrow AB_2$.

Resposta: alternativa D.

Ligação covalente

O modelo do retículo cristalino explica a formação de ligações iônicas e suas propriedades, como altas temperaturas de fusão e ebulição, forma cristalina bem definida e compostos sólidos em condições ambientes. Porém, a maioria das substâncias não apresenta as características dos materiais iônicos.

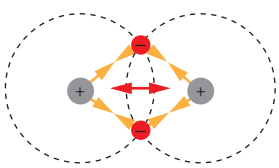
Para explicar a existência desses materiais, é necessário haver outro modelo de ligação entre os átomos. Para entendermos esse modelo, vamos considerar inicialmente o caso mais simples: a ligação covalente entre dois átomos de hidrogênio. Observe que cada átomo de hidrogênio apresenta um elétron na última camada e precisa receber um elétron para adquirir a configuração eletrônica do gás hélio. O processo pelo qual eles se combinam, formando a molécula de hidrogênio, H_2, pode ser representado pela equação a seguir, em que cada ponto representa um elétron:

$$H\cdot \quad + \quad \cdot H \longrightarrow H:H$$

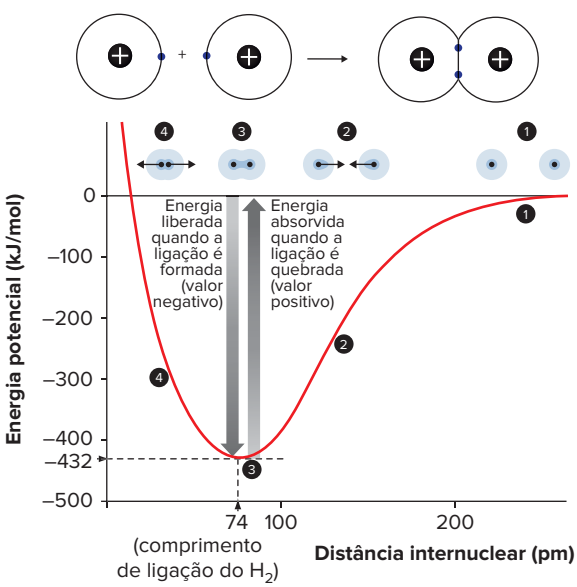
À medida que os dois átomos se aproximam, aparecem duas forças: uma de atração entre os núcleos dos átomos de hidrogênio, pelo elétron do outro; e outra de repulsão entre os núcleos.

O equilíbrio entre essas forças ocorre a uma determinada distância entre os átomos (comprimento da ligação), que corresponde à situação de menor energia (energia potencial mínima) e máxima estabilidade.

Na distância da ligação, os dois núcleos atraem igualmente ambos os elétrons. Essa atração, que faz com que os átomos de hidrogênio permaneçam juntos, constitui a **ligação covalente**.



Forças de atração entre elétrons e núcleo e forças de repulsão entre núcleos.



Comportamento da energia potencial quando dois átomos de hidrogênio se aproximam.

Observe agora um exemplo de formação do cloreto de hidrogênio por meio da ligação covalente entre o hidrogênio e o cloro.

$_1H \Rightarrow 1s^1$ (precisa receber um elétron)

$_{17}C\ell \Rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ (precisa receber um elétron)

Átomos de H e Cℓ isolados — Molécula de HCℓ

Nesse caso, ao compartilhar um par de elétrons, o átomo de hidrogênio passa a ter dois elétrons na sua camada de valência, e o de cloro, oito; ou seja, quando compartilham um par de elétrons, ambos adquirem a configuração eletrônica semelhante à de um gás nobre. Observe que o par de elétrons compartilhado é colocado entre os dois átomos, e os outros três pares de elétrons do cloro, que não participaram da ligação, são agrupados ao redor dele, como pares de elétrons **não compartilhados**.

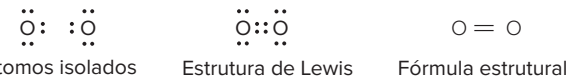
A estrutura mostrada chama-se **estrutura de Lewis** ou **fórmula eletrônica**.

Uma representação alternativa à fórmula de Lewis e muito utilizada na representação de moléculas é a **fórmula estrutural** ou **fórmula estrutural plana**, em que o par de elétrons compartilhado é substituído por um traço simples e os elétrons não compartilhados são omitidos. Observe as fórmulas estruturais planas para os dois exemplos anteriores.

$$H-H \qquad H-C\ell$$

Entre dois átomos, pode acontecer o compartilhamento de mais de um par de elétrons. Uma ligação com dois pares de elétrons compartilhados é denominada ligação dupla, e uma com três pares, ligação tripla. Observe os exemplos das moléculas de oxigênio (O_2) e de nitrogênio (N_2):

- $_8O \Rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ (cada átomo de oxigênio precisa receber dois elétrons)

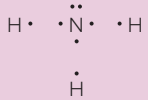
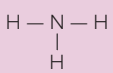
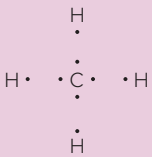
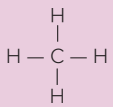
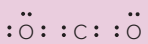


Átomos isolados — Estrutura de Lewis Molécula de O_2 — Fórmula estrutural Molécula de O_2

- $_7N \Rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^3$ (cada átomo de nitrogênio precisa receber três elétrons)

Átomos isolados — Estrutura de Lewis Molécula de N_2 — Fórmula estrutural Molécula de N_2

Para desenhar uma estrutura de Lewis, deve-se inicialmente determinar o número total de elétrons na camada de valência, o número de compartilhamentos que cada átomo realizará para completar o octeto e, depois, distribuir os pares eletrônicos na estrutura. Observe os exemplos a seguir.

Átomos isolados	Estrutura de Lewis (Fórmula eletrônica)	Fórmula estrutural	Fórmula molecular
		$Cℓ - Cℓ$	$Cℓ_2$ Cloro
		$H - O - H$	H_2O Água
			NH_3 Amônia
			CH_4 Metano
		$O = C = O$	CO_2 Dióxido de carbono

Estrutura de Lewis e fórmula estrutural de alguns compostos moleculares.

Atenção

Comprimento da ligação e energia da ligação

Por meio de estudos estruturais de diversas substâncias em que os átomos compartilham seus elétrons, percebeu-se que a distância média entre os átomos varia de acordo com os pares de elétrons compartilhados. De modo geral, essa distância diminui conforme aumentam os pares de elétrons compartilhados. Também foi constatado que a energia de ligação envolvida entre os átomos cresce com o aumento do número de pares de elétrons compartilhados. Observe, no exemplo a seguir, os valores dos comprimentos de ligação e suas respectivas energias para as ligações simples, dupla e tripla entre dois átomos de carbono.

Ligação	Comprimento da ligação (pm)	Energia de ligação (kJ/mol)
C — C	154	346
C = C	134	610
C ≡ C	121	835

Podemos observar que, em todos os exemplos abordados, cada compartilhamento de elétrons (ligação covalente) envolveu um elétron de cada átomo. Porém, nem todas as ligações covalentes são formadas dessa maneira. Observe o exemplo da molécula do ozônio (O_3):

$_8O \Rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ (cada átomo de oxigênio precisa receber dois elétrons)

Átomos isolados

Estrutura de Lewis
Molécula de O_3

$O = O - O$

Fórmula estrutural
Molécula de O_3

Observe que um dos pares de elétrons compartilhados (ligação simples) é proveniente de um só átomo. Ligações desse tipo eram conhecidas como **ligações covalentes dativas** e representadas por uma seta (→), conforme demonstrado a seguir.

$$O = O \rightarrow O$$

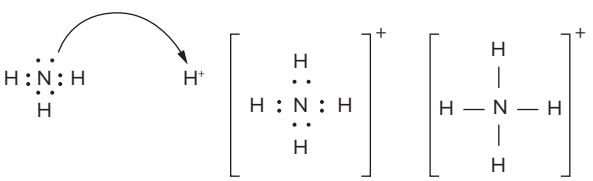
Fórmula estrutural

Atualmente, esse tipo de ligação se chama **ligação coordenada** e é tratado, no Ensino Médio, como ligação covalente normal, representada por um **traço simples**, não importando a origem do par de elétrons compartilhado.

Atenção

Formação do íon amônio

O íon amônio é formado quando um par de elétrons livres do nitrogênio da molécula de amônia (NH_3) é compartilhado com um cátion do hidrogênio (H^+). Nessa estrutura, o cátion hidrogênio apenas compartilha o par de elétrons proveniente do átomo de nitrogênio.



É importante notar que as quatro ligações do íon amônio são idênticas em todas as propriedades medidas. Dessa forma, a ligação entre o nitrogênio e o cátion H^+ deve ser representada por um traço simples.

Observe, no quadro a seguir, outros exemplos de moléculas com pares de elétrons compartilhados por um único átomo.

Fórmula molecular	Estrutura de Lewis (Fórmula eletrônica)	Fórmula estrutural
CO Monóxido de carbono	:C⋮⋮O:	C≡O
SO_2 Dióxido de enxofre	Ö::S:Ö	O=S–O
SO_3 Trióxido de enxofre	:Ö: Ö::S:Ö	O ‖ O=S–O

Estrutura de Lewis e fórmula estrutural de alguns compostos moleculares.

Propriedades dos compostos moleculares

Os compostos moleculares apresentam características bem distantes daquelas observadas nos compostos iônicos. Podem ser pequenos, como os gases atmosféricos (oxigênio, nitrogênio, ozônio), mas também podem formar grandes moléculas, como polímeros e proteínas, além de apresentar substâncias que fazem parte de organismos vivos, como carboidratos, gorduras e proteínas.

A seguir, as principais propriedades dos compostos moleculares:

- podem ser sólidos, líquidos ou gasosos nas condições ambientes (25 °C e 1 atm);
- quando puros, não conduzem corrente elétrica em nenhum estado físico;
- em solução aquosa, ácidos e amônia sofrem ionização e formam soluções aquosas condutoras de corrente elétrica.

Saiba mais

Exceções à regra do octeto

A regra do octeto pode ser observada na grande maioria dos compostos. Entretanto, existem moléculas e íons poliatômicos em que ela não é obedecida.

O berílio (Be) e o boro (B) são exemplos de átomos que se estabilizam com menos de oito elétrons na camada de valência. O berílio realiza duas ligações covalentes simples e se torna estável com apenas quatro elétrons na camada de valência, formando compostos moleculares como o cloreto de berílio ($BeC\ell_2$) e o hidreto de berílio (BeH_2). O boro realiza três ligações covalentes simples e se estabiliza com seis elétrons na camada de valência, formando compostos moleculares como o trifluoreto de boro (BF_3) e o ácido bórico (H_3BO_3).

Existem também alguns átomos, localizados no terceiro período ou em períodos mais elevados da tabela periódica, que conseguem expandir seu octeto e formar compostos estáveis com mais de oito elétrons na camada de valência. Alguns compostos em que o átomo central apresenta o octeto expandido são: hexafluoreto de enxofre (SF_6), pentacloreto de fósforo ($PC\ell_5$), tetrafluoreto de xenônio (XeF_4), pentafluoreto de bromo (BrF_5), entre outros.

Outro caso importante são as moléculas com número ímpar de elétrons (radicais livres), como o óxido de nitrogênio (NO) e o dióxido de nitrogênio (NO_2), que apresentam um elétron livre (desemparelhado) no átomo central.

:Ṅ::Ö: :Ö:Ṅ::Ö:

Exercício resolvido

2. Considere as espécies químicas cujas fórmulas estão representadas a seguir.

1 – HCN
2 – ZnO
3 – $BaBr_2$
4 – CO_2
5 – H_2SO_3

Quais delas apresentam ligação tipicamente iônica?

a) Apenas 1 e 2.
b) Apenas 1 e 3.
c) Apenas 2 e 3.
d) Apenas 2, 4 e 5.
e) Apenas 3, 4 e 5.

Resolução:

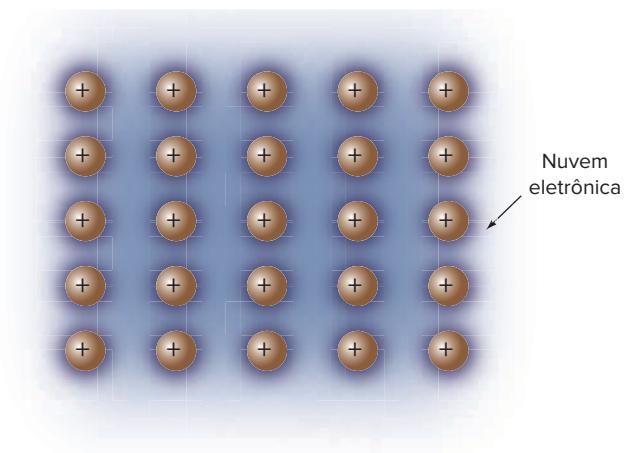
A ligação iônica é formada quando há troca de elétrons entre metais e ametais ou metais e hidrogênio. Entre os compostos citados, apenas 2 e 3 são formados por metais e ametais, apresentando, assim, uma ligação tipicamente iônica.

Resposta: alternativa C.

Ligação metálica

Esse tipo de ligação é formado exclusivamente por átomos de metais, ou seja, por átomos que apresentam tendência a perder elétrons. Uma teoria que explica satisfatoriamente esse tipo de ligação é a **teoria do mar de elétrons** ou **da nuvem eletrônica**.

Segundo essa teoria, os átomos dos metais perderiam seus elétrons mais externos, formando cátions. Estes ocupariam os pontos de um retículo cristalino, e os elétrons não seriam atraídos por nenhum núcleo em particular; ficariam deslocalizados, formando uma nuvem eletrônica espalhada por todo o retículo.



Nuvem eletrônica ou mar de elétrons.

Dessa forma, a nuvem eletrônica mantém os íons positivos atraídos, e, em razão da atração exercida pelos íons, esses elétrons ficariam confinados na estrutura metálica.

Propriedades dos metais

Devido ao tipo de ligação e da estrutura formada, os metais apresentam algumas propriedades características:

- condutividades térmica e elétrica elevadas;
- maleabilidade (podem ser transformados em lâminas);
- ductibilidade (podem ser transformados em fios);
- brilho metálico;
- resistência à tração;
- em geral, apresentam temperatura de fusão e temperatura de ebulição elevadas;
- com exceção do mercúrio (Hg), são sólidos nas condições ambientes (25 °C e 1 atm).

Teoria da ligação de valência

No desenvolvimento das teorias de ligações covalentes, os químicos analisaram sua formação utilizando a mecânica quântica (teoria em que o elétron apresenta comportamento ondulatório).

A junção das noções de Lewis sobre ligações por pares de elétrons com a ideia de orbitais atômicos leva a um modelo de ligação química chamado de **teoria da ligação de valência**.

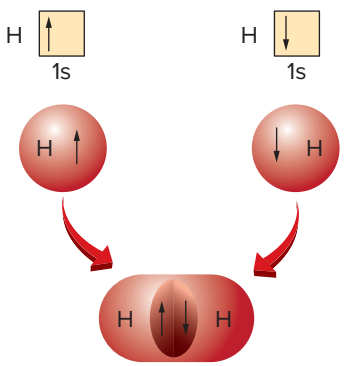
Na teoria de Lewis, a ligação covalente se dá pelo compartilhamento de um par de elétrons entre dois átomos. Na teoria da ligação de valência, dois átomos são ligados por meio da sobreposição (*overlap*) de dois orbitais atômicos semipreenchidos (orbitais que apresentam elétrons desemparelhados). Nessa sobreposição de orbitais, estarão sempre dois elétrons de *spins* opostos.

Conforme a maneira como ocorre a superposição dos orbitais no espaço, teremos um tipo de ligação covalente: a ligação covalente sigma (σ) ou a ligação covalente pi (π).

Ligação covalente sigma (σ)

Esse tipo de ligação é formado quando a sobreposição de orbitais acontece sobre o eixo internuclear (segundo um mesmo eixo).

Considere o exemplo da molécula de hidrogênio:



Representação da ligação sigma (σ) formada pela sobreposição frontal de dois orbitais s.

Na aproximação de dois átomos de hidrogênio para formar H_2, cada um deles contém um único elétron em seu orbital 1s. À medida que os orbitais se sobrepõem, a densidade eletrônica é concentrada entre os dois átomos, formando, nesse momento, a ligação covalente σ.

Observe que a sobreposição dos orbitais s de cada átomo de hidrogênio acontece frontalmente (segundo um mesmo eixo). Como essa ligação sigma (σ) foi realizada entre dois orbitais s, é considerada uma ligação sigma s−s (σ_{s-s}).

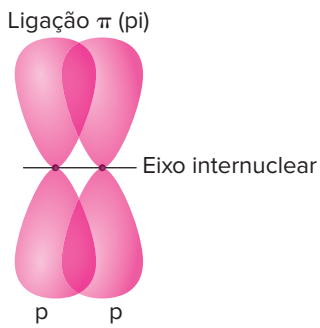
De fato, sempre que dois átomos realizarem uma única ligação covalente entre si, essa ligação será sigma (σ), pois a interpenetração dos orbitais será sempre frontal (eixo internuclear), mesmo que a ligação seja feita por orbitais diferentes.

Atenção

Quando há uma ligação covalente, dois elétrons passam a ocupar um mesmo orbital. Dessa forma, os elétrons compartilhados devem necessariamente apresentar *spins* opostos.

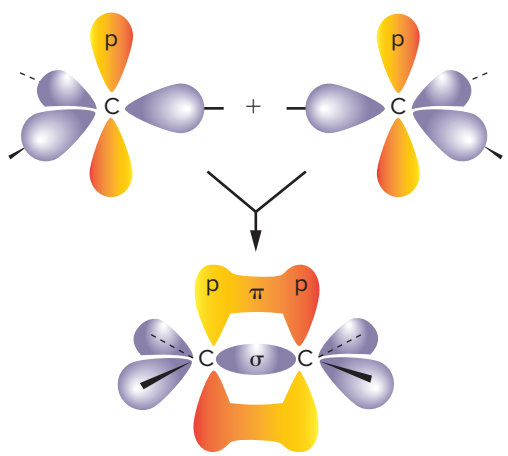
Ligação covalente pi (π)

Esse tipo de ligação se forma quando há sobreposição lateral de orbitais p (os orbitais atômicos se interpenetram segundo eixos paralelos).



Representação da ligação pi (π) formada pela sobreposição lateral de dois orbitais p.

Conforme dito anteriormente, a primeira ligação a se formar entre dois átomos acontece frontalmente (eixo internuclear) e é do tipo sigma (σ), porém, em alguns casos, há a necessidade de formar mais de uma ligação, como a ligação dupla ou tripla. Nessas situações, a ligação entre dois átomos é realizada pela sobreposição lateral de orbitais p e é do tipo pi (π).



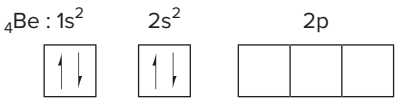
Representação da ligação sigma (σ) e da ligação pi (π).

Hibridação ou hibridização de orbitais

A teoria da hibridação dos orbitais foi proposta por Linus Pauling com o objetivo de explicar as ligações de alguns compostos, como BeH_2, CH_4, entre outros, pois a teoria da ligação de valência não as esclarecia satisfatoriamente.

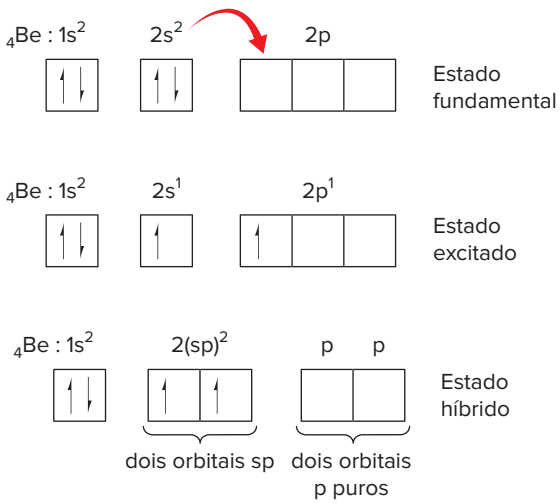
Hibridação do berílio

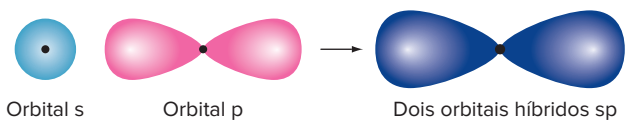
Na configuração eletrônica do átomo de berílio, não existem elétrons desemparelhados, portanto ele não deveria realizar ligação alguma.



No entanto, existem vários compostos conhecidos em que o berílio realiza duas ligações covalentes do tipo sigma (σ).

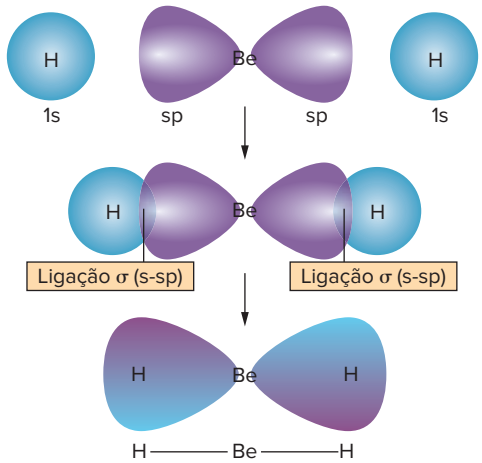
Para que isso aconteça, é necessário que seus orbitais de valência (2s e 2p) sofram hibridação. Como explicação, admite-se que um elétron do orbital 2s é promovido para o orbital 2p, que estava vazio e passa para o estado excitado. Como o berílio realiza duas ligações covalentes iguais, concluímos que acontece uma hibridação entre o orbital s e um orbital p, formando dois novos orbitais, idênticos entre si, denominados orbitais híbridos sp.





Hibridação de um orbital s e um orbital p, formando dois orbitais sp equivalentes. Os dois orbitais formados apresentam lóbulos maiores que os do orbital p e estão apontados em sentidos opostos, formando um ângulo de 180°.

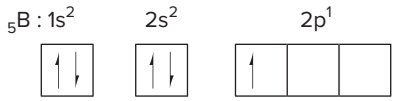
Dessa forma, com dois orbitais semipreenchidos, o berílio pode realizar duas ligações covalentes sigma (σ). Observe o exemplo a seguir, em que o berílio realiza duas ligações covalentes com átomos de hidrogênio, formando o BeH_2.



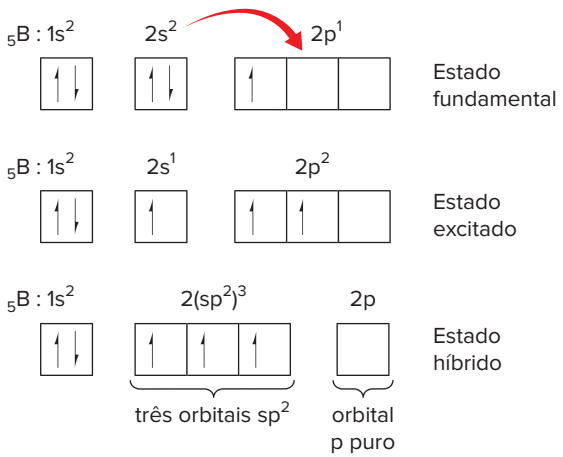
Formação de duas ligações Be—H na molécula de BeH_2. Cada um dos orbitais híbridos sp se sobrepõe a um orbital 1s do hidrogênio.

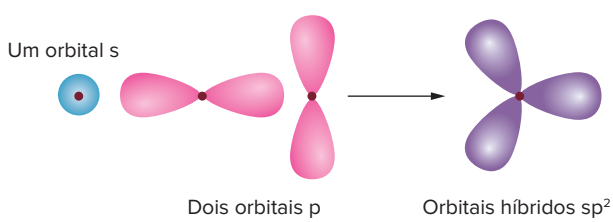
Hibridação do boro

Na configuração eletrônica do átomo de boro, observa-se apenas um elétron desemparelhado.

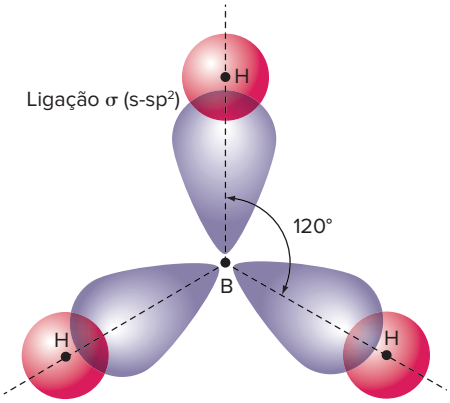


É sabido que o boro forma uma série de compostos trivalentes, como o BH_3, o BF_3 e muitos outros. A explicação para o fato de o boro realizar três ligações é por meio da hibridação do orbital s com orbitais p. No caso desse elemento químico, a hibridação acontece entre um orbital s e dois orbitais p, formando três novos orbitais, idênticos entre si, denominados orbitais híbridos sp^2, conforme representado a seguir.





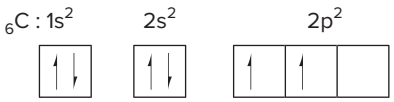
Um orbital s e dois orbitais p podem hibridizar para formar três orbitais híbridos sp^2 equivalentes. Os lóbulos dos orbitais híbridos apontam em direção aos vértices de um triângulo equilátero, formando um ângulo de 120°.



Formação de três ligações B–H na molécula de BH_3. Cada um dos orbitais híbridos sp se sobrepõe a um orbital 1s do hidrogênio.

Hibridação do carbono

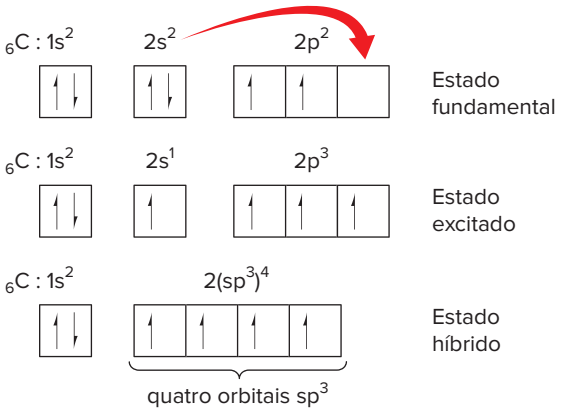
Na configuração eletrônica do átomo de carbono, observam-se apenas dois elétrons desemparelhados. Dessa forma, esse elemento químico só poderia realizar duas ligações covalentes.

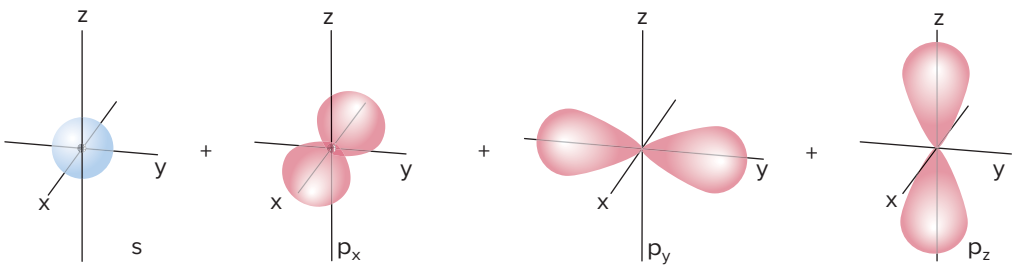


No entanto, o carbono, na maioria dos compostos, é tetravalente, ou seja, realiza quatro ligações covalentes. Assim como aconteceu nos dois casos anteriores, o que explica o fato de o carbono realizar quatro ligações é uma hibridação do orbital s com os orbitais p. Para o carbono, temos três opções diferentes de hibridação: sp^3, sp^2 e sp.

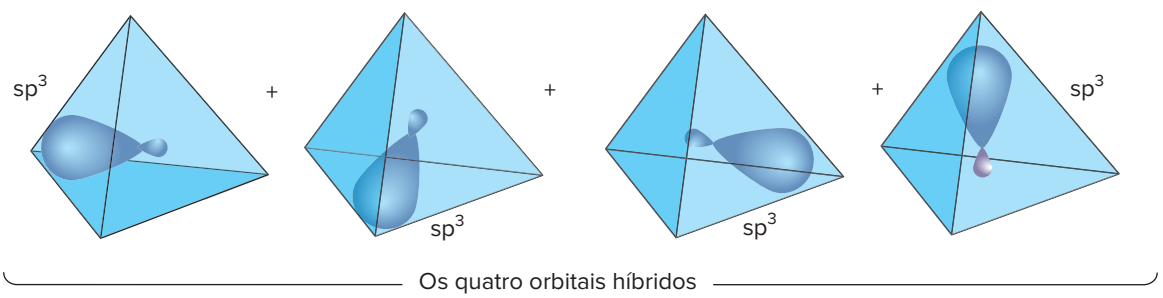
HIBRIDAÇÃO sp^3

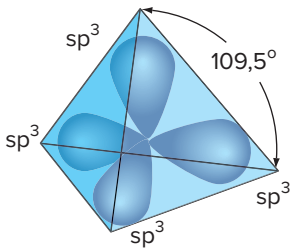
Nesse caso, há hibridação de um orbital s com três orbitais p, formando quatro novos orbitais idênticos, denominados orbitais híbridos sp^3.





Hibridiza para formar quatro orbitais híbridos sp^3

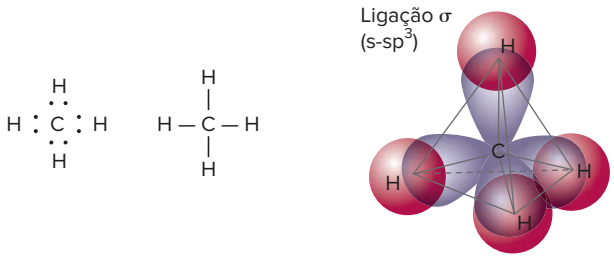




Orbitais híbridos juntos (apenas lóbulos grandes)

Hibridação sp^3 do carbono.

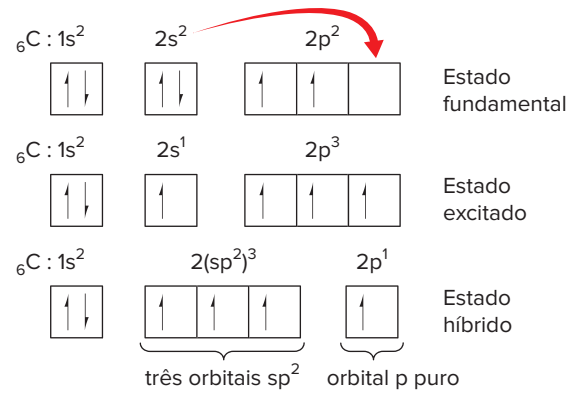
O carbono realiza quatro ligações covalentes simples (σ), como pode ser observado na molécula de CH_4, representada a seguir.

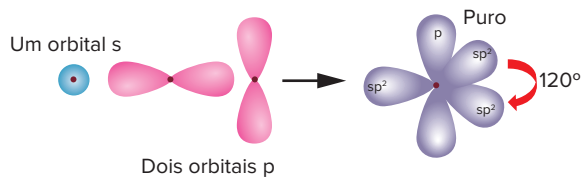


Molécula do CH_4.

HIBRIDAÇÃO sp^2

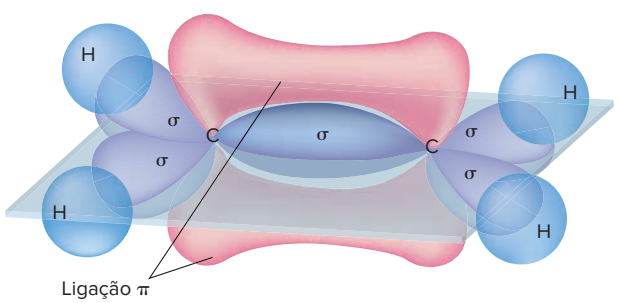
Nesse caso, há hibridação de um orbital s com dois orbitais p, formando três novos orbitais idênticos, denominados orbitais híbridos sp^2. Observe que um orbital p puro fica disponível para realizar uma ligação covalente pi (π).





Hibridação sp^2 do carbono.

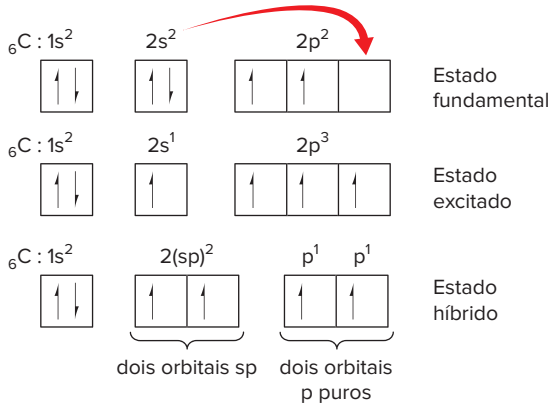
Veja o caso da substância eteno (C_2H_4), representada a seguir: os orbitais hibridizados de cada carbono realizam três ligações covalentes sigma (σ). Uma delas acontece entre os átomos de carbono, e as outras duas, com átomos de hidrogênio. O orbital p puro, que não participou da hibridação, forma a ligação pi (π) da molécula.

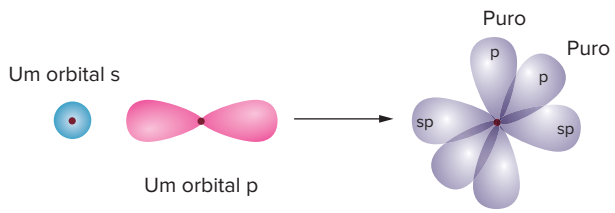


Molécula de eteno (C_2H_4).

HIBRIDAÇÃO sp

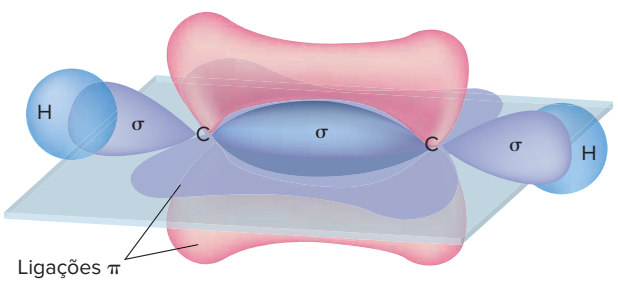
Nesse caso, há hibridação de um orbital s com um orbital p, formando dois novos orbitais, idênticos entre si, denominados orbitais híbridos sp. Observe que dois orbitais p puros ficam disponíveis para realizar duas ligações covalentes pi (π).





Hibridação sp do carbono.

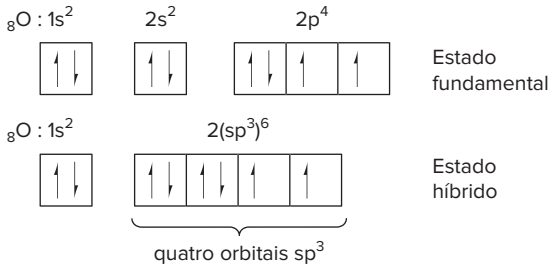
Observe o caso da substância etino (C_2H_2), em que os orbitais hibridizados formam duas ligações covalentes sigma (σ), uma entre os átomos de carbono e outra entre os átomos de carbono e de hidrogênio. Os dois orbitais p puros que não participaram da hibridação formam duas ligações pi (π).



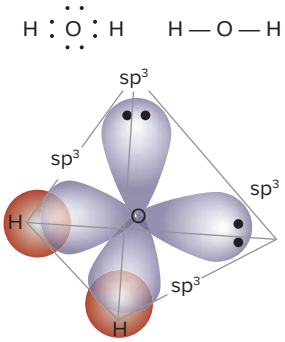
Molécula de etino (C_2H_2).

Hibridação de outros elementos químicos

O átomo de oxigênio, mesmo apresentando dois orbitais semipreenchidos, sofre hibridação do tipo sp^3 quando realiza duas ligações covalentes simples.



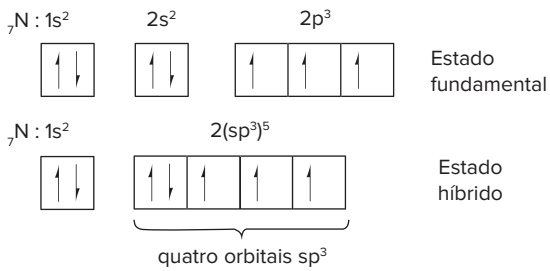
Observe o exemplo a seguir, em que o átomo de oxigênio realiza duas ligações covalentes simples com átomos de hidrogênio, formando a molécula de água (H_2O).



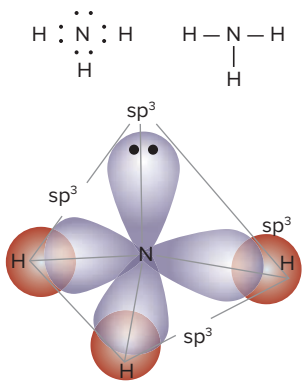
Molécula de água (H_2O).

Observando a estrutura tridimensional formada, é possível entender por que existe um ângulo de 104,5° entre as ligações nas moléculas de água. A presença de dois orbitais sp^3 totalmente preenchidos faz com que a repulsão entre os orbitais não seja uniforme. Como a repulsão dos orbitais totalmente preenchidos é maior, o ângulo entre os que realizam as ligações fica menor que o esperado (≅109,5°).

O átomo de nitrogênio, de forma semelhante ao do oxigênio, também sofre hibridação sp^3 sem ativação de elétrons quando realiza três ligações simples.



Observe o exemplo a seguir, em que o átomo de nitrogênio realiza três ligações covalentes simples com átomos de hidrogênio, formando a molécula de amônia (NH_3).

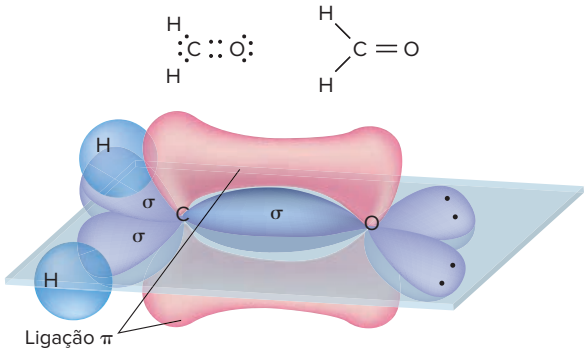


Molécula de amônia (NH_3).

Nesse caso, como existe apenas um orbital sp^3 totalmente preenchido, o ângulo entre as ligações nas moléculas de amônia é de 107°.

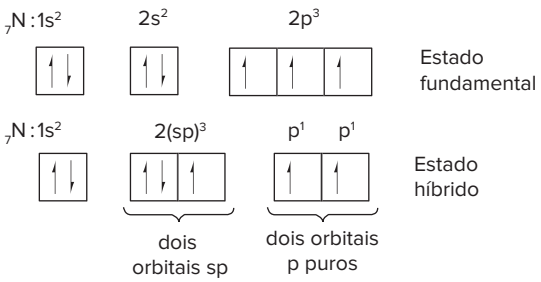
Átomos de oxigênio e de nitrogênio também podem realizar hibridação do tipo sp^2, necessária quando realizam uma ligação dupla, pois, para acontecer uma ligação covalente do tipo pi (π), será preciso um orbital p puro.

Observe o exemplo a seguir, da molécula de metanal (H_2CO), em que o carbono e o oxigênio realizam uma ligação covalente pi (π).

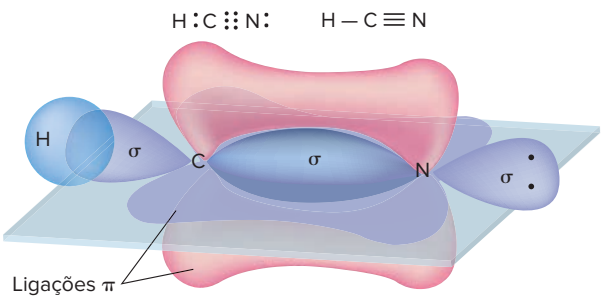


Molécula de metanal (H_2CO).

O átomo de nitrogênio ainda pode realizar uma hibridação do tipo sp quando faz uma ligação covalente tripla, pois, para realizar duas ligações covalentes do tipo pi (π), serão necessários dois orbitais p puros.



Observe o exemplo da molécula de ácido cianídrico (HCN), em que o carbono e o nitrogênio realizam duas ligações covalentes pi (π).



Molécula de ácido cianídrico (HCN).

Atenção

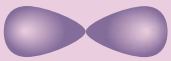
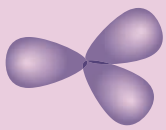
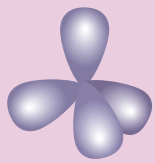
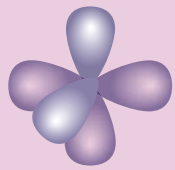
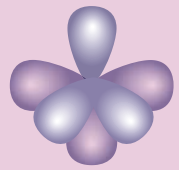
Existem outros tipos de hibridação envolvendo orbitais d; por exemplo, em compostos que apresentam o octeto expandido, como o $PC\ell_5$ e o SF_6. No caso do $PC\ell_5$, a hibridação do átomo de fósforo é do tipo sp^3d, e, no caso do SF_6, a hibridação do átomo de enxofre é do tipo sp^3d^2. No entanto, não abordaremos esse assunto neste livro.

Geometria molecular

Os átomos, quando formam moléculas, organizam-se no espaço buscando maior estabilidade, formando, assim, diferentes estruturas geométricas. Como as propriedades físicas e químicas dos compostos estão ligadas às suas estruturas, a geometria molecular é um assunto de grande importância.

Uma teoria simples e que fornece um método confiável para prever a geometria de uma molécula é a **teoria da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência** (VSEPR – *valence shell electron pair repulsion*). Esse modelo se baseia na ideia de que os pares de elétrons da camada de valência do átomo central se repelem e tendem a ficar o mais longe possível uns dos outros. Isso acontece tanto para os pares de elétrons das ligações químicas, chamados de pares ligantes, quanto para os não ligantes, que não participam da ligação.

Uma analogia bem simples para compreender como essa repulsão ocorre pode ser feita utilizando diversos balões de ar amarrados uns aos outros. Nessa relação, cada balão representa um par eletrônico, e as disposições espaciais adquiridas por eles assemelham-se às formas geométricas dos pares eletrônicos, pois os balões se repelem entre si na tentativa de ficar o mais longe possível um do outro, conforme representado a seguir.

Dois pares de elétrons	Três pares de elétrons	Quatro pares de elétrons	Cinco pares de elétrons	Seis pares de elétrons
				

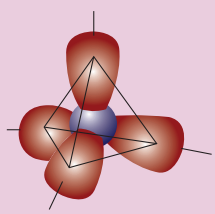
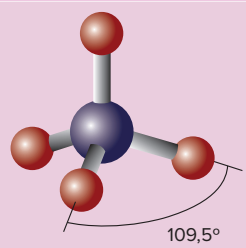
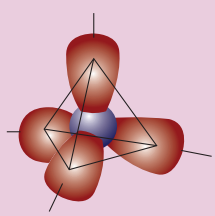
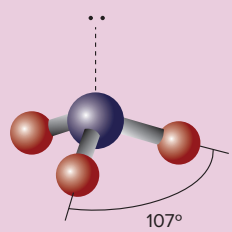
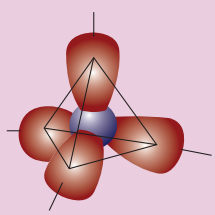
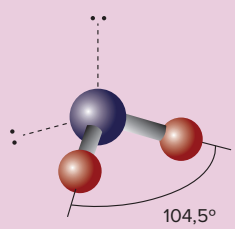
Representação da disposição espacial dos pares eletrônicos.

Os balões representam a geometria dos pares de elétrons, mas não a das moléculas. Para determinar a geometria das moléculas, devemos levar em consideração quantos pares eletrônicos estão formando ligações e quantos são pares de elétrons livres (não ligantes).

Atenção

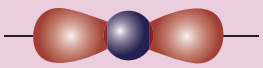
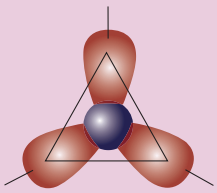
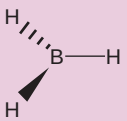
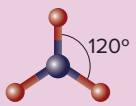
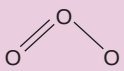
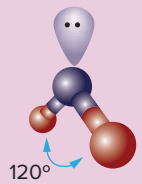
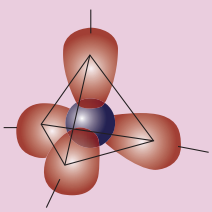
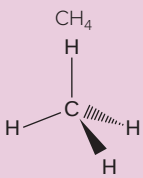
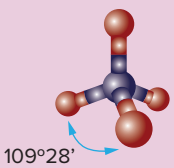
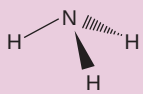
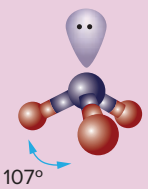
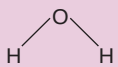
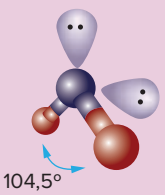
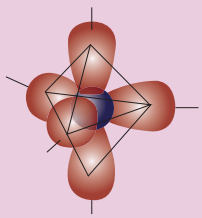
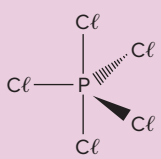
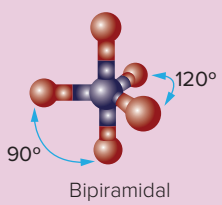
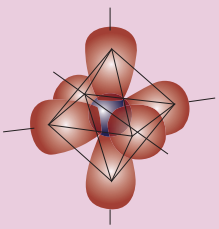
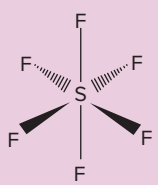
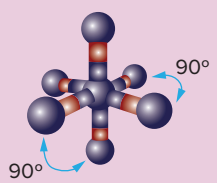
Os pares eletrônicos podem ser formados por uma ligação covalente simples (—), uma ligação covalente dupla (═), uma ligação covalente tripla (≡) ou um par de elétrons livres (••).
No caso de ligações múltiplas, os dois pares de elétrons da ligação dupla e os três da ligação tripla se comportarão como um único par eletrônico, pois, como são compartilhados com o mesmo átomo, não poderão se repelir.

Observe os exemplos das moléculas de metano, amônia e água no quadro a seguir. Apesar de todos apresentarem quatro pares eletrônicos em uma disposição tetraédrica, as geometrias moleculares são diferentes.

Molécula	Disposição dos pares	Geometria da molécula	
CH_4 Metano			Tetraédrica
NH_3 Amônia			Piramidal
H_2O Água			Angular

Disposição tetraédrica dos pares eletrônicos e geometria das moléculas de CH_4, NH_3 e H_2O.

Observe no quadro a seguir as possíveis geometrias em torno do átomo central em função do número de pares eletrônicos ligantes e não ligantes.

Número de pares eletrônicos	Disposição dos pares eletrônicos	Número de pares não ligantes no átomo central	Exemplo de molécula	Geometria da molécula
2		0	BeH_2 H — Be — H	 Linear
3		0	BH_3 	 Trigonal plana
		1	O_3 	 Angular
4		0	CH_4 	 Tetraédrica
		1	NH_3 	 Piramidal
		2	H_2O 	 Angular
5		0	$PC\ell_5$ 	 Bipiramidal
6		0	SF_6 	 Octaédrica

Geometria das moléculas em torno do átomo central em função do número de pares eletrônicos ligantes e não ligantes.

Atenção

A cunha cheia (◢) e a cunha tracejada (ıııı) representam a perspectiva de uma ligação química: a cunha cheia aponta para a frente do plano do papel, e a cunha tracejada, para trás.

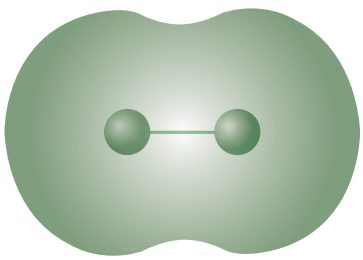
Polaridade das ligações

Quando dois átomos realizam um compartilhamento de elétrons (ligação covalente), ambos exercem atração simultaneamente sobre o par de elétrons compartilhado. A força de atração que cada átomo participante da ligação exerce está diretamente relacionada à sua eletronegatividade.

Ligação covalente apolar

Quando uma ligação covalente é realizada por dois átomos iguais, a força de atração deles pelo par de elétrons será a mesma, pois ambos apresentam a mesma eletronegatividade. Dessa forma, podemos dizer que o par de elétrons está igualmente compartilhado entre esses dois átomos.

Esse tipo de ligação é chamado **ligação covalente apolar**, pois não há acúmulo de elétrons em nenhuma região e, consequentemente, não há a formação de polos.



H : H

A molécula de H_2 apresenta distribuição eletrônica homogênea em toda sua extensão.

Note que a nuvem eletrônica ao redor do núcleo está distribuída de maneira uniforme, e, dessa forma, não há formação de polos. Essas ligações covalentes são apolares.

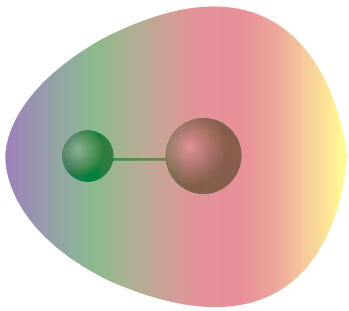
Portanto, a ligação covalente apolar é formada sempre que dois átomos de mesma eletronegatividade compartilham elétrons.

Ligação covalente polar

Quando uma ligação covalente é realizada por dois átomos diferentes, a força de atração deles pelo par de elétrons não será a mesma, pois átomos de elementos químicos diferentes apresentam eletronegatividades diferentes. Dessa forma, o par de elétrons compartilhado será mais atraído pelo átomo de maior eletronegatividade.

Esse tipo de ligação é chamado **ligação covalente polar**, pois o átomo mais eletronegativo atrai com mais força a nuvem eletrônica do par compartilhado, resultando na formação de polos positivos e negativos sobre os átomos.

Observe o caso da molécula de HCℓ, em que há compartilhamento de um par de elétrons entre o hidrogênio e o cloro.



$$H : \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{C\ell}} :$$

A molécula de HCℓ apresenta maior densidade eletrônica no átomo de cloro, mais eletronegativo.

Note que a nuvem eletrônica do par de elétrons compartilhado é atraída com mais intensidade pelo átomo de cloro. Nessa ligação, a quantidade de carga negativa aumentou no lado do cloro e diminuiu no lado do hidrogênio, que, consequentemente, adquiriu uma carga positiva.

As cargas adquiridas pelos átomos de hidrogênio e cloro são menores do que uma carga inteira, pois não houve transferência integral de elétrons.

A polaridade de uma ligação é representada pela letra grega delta minúscula (δ) seguida da carga, conforme o exemplo a seguir.

$$\overset{\delta+}{H} : \overset{\delta-}{\underset{\cdot\cdot}{C\ell}} : \qquad \overset{\delta+}{H} - \overset{\delta-}{C\ell}$$

A polaridade da ligação dependerá da diferença de eletronegatividade dos átomos que participam dela. Quanto maior for a diferença de eletronegatividade, mais polar será a ligação.

Em uma ligação covalente, a polarização tem a direção do eixo internuclear, o sentido do átomo mais eletronegativo e a intensidade proporcional à diferença de eletronegatividade entre os átomos. Assim, podemos representar a polarização de uma ligação covalente por um vetor, denominado **vetor momento dipolar** ou **momento dipolar** ($\vec{\mu}$).

$$\overset{\vec{\mu}_1}{H - H} \qquad \overset{\delta+\ \vec{\mu}_2\ \delta-}{H \rightleftharpoons C\ell} \qquad \overset{\delta+\ \vec{\mu}_3\ \delta-}{H \rightleftharpoons F}$$

$$\vec{\mu}_1 = 0 \qquad \vec{\mu}_2 \neq 0 \qquad \vec{\mu}_3 \neq 0$$

$$\vec{\mu}_1 < \vec{\mu}_2 < \vec{\mu}_3$$

FRENTE 1

Saiba mais

Ligação covalente polar *versus* ligação iônica

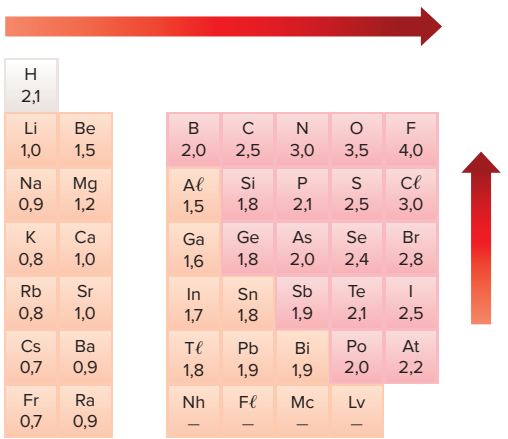
Uma ligação será 100% covalente quando não existir diferença de eletronegatividade entre seus participantes, ou seja, quando os dois átomos envolvidos na ligação forem iguais (ligação covalente apolar). Conforme aumenta a diferença de eletronegatividade entre os participantes da ligação, aumenta a polaridade e, consequentemente, o caráter iônico da ligação covalente.

A ligação iônica pode ser considerada um caso extremo de ligação covalente polar, em que a diferença de eletronegatividade entre os participantes é tão grande que não houve compartilhamento de elétrons, mas sim a transferência do elétron de um átomo para o outro.

Observe, na figura ao lado, alguns valores de eletronegatividade obtidos por Linus Pauling.

Linus Pauling, utilizando os valores de eletronegatividade estabelecidos e observando o comportamento químico de algumas substâncias, sugeriu uma divisão entre caráter predominantemente covalente e caráter predominantemente iônico: aproximadamente 1,7.

A figura a seguir mostra a relação entre a porcentagem de caráter iônico em função da diferença de eletronegatividade entre dois átomos.



Variação de eletronegatividade.

μ_{EN}	0	0,5	1,1	1,6	1,7	2,3	3,0	3,3
% iônica	0	6	26	47	51	74	89	95

Porcentagem de caráter iônico em função da diferença de eletronegatividade.

Exemplo:

$\overset{\rightarrow}{\mu}$
$\delta+ \rightarrow \delta-$
H — Cℓ $\mu_{EN} = 0{,}9$ (caráter covalente)

$\overset{\rightarrow}{\mu}$
$\delta+ \rightarrow \delta-$
H — F $\mu_{EN} = 1{,}9$ (caráter iônico)

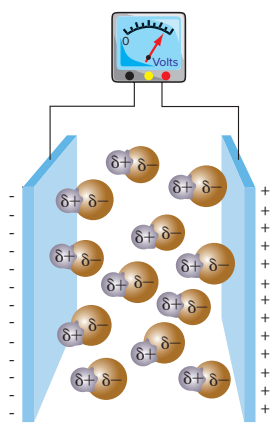
Como não há nenhuma linha divisória entre ligações covalentes e ligações iônicas, deve-se usar o valor 1,7 com cautela.

Polaridade das moléculas

Com base no conceito de polaridade da ligação, podemos determinar se uma molécula é polar ou apolar. Quando a distribuição das cargas ao redor da molécula for simétrica, teremos uma molécula apolar, e, quando a distribuição das cargas for assimétrica, uma molécula polar.

Experimentalmente, podemos determinar a polaridade de uma molécula ao submetê-la a um campo elétrico externo. As moléculas **polares** apresentam distribuição assimétrica das cargas, ou seja, dipolos; portanto, quando submetidas ao efeito de um campo elétrico, tendem a se alinhar com ele.

Para determinar a polaridade de uma molécula, devemos levar em consideração a polaridade da ligação e a geometria da molécula.



Moléculas polares sob o efeito de um campo elétrico.

No caso de moléculas diatômicas (formadas por apenas dois átomos), a determinação da polaridade é simples, pois é dada pela polaridade da única ligação entre os átomos. **Quando a molécula é formada por átomos iguais (substância simples), temos uma ligação covalente apolar e, consequentemente, uma molécula apolar**.

H — H	O = O	N ≡ N	Cℓ — Cℓ
Hidrogênio	Oxigênio	Nitrogênio	Cloro

Fórmulas estruturais de moléculas apolares.

Em moléculas diatômicas formadas por elementos químicos diferentes, como HCℓ, HBr, CO, NO, entre outras, a ligação é polar e, consequentemente, a molécula é polar.

$\overset{\rightarrow}{\mu}$ $\delta+ \rightarrow \delta-$ H — Cℓ	$\overset{\rightarrow}{\mu}$ $\delta+ \rightarrow \delta-$ H — Br	$\overset{\rightarrow}{\mu}$ $\delta+ \rightarrow \delta-$ C ≡ O	$\overset{\rightarrow}{\mu}$ $\delta+ \rightarrow \delta-$ N = O
Cloreto de hidrogênio	Brometo de hidrogênio	Monóxido de carbono	Óxido nítrico

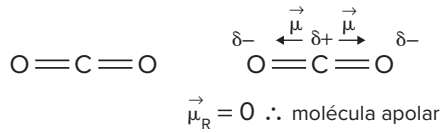
Fórmulas estruturais de moléculas polares.

Em moléculas com três ou mais átomos, o tratamento vetorial é fundamental para se prever sua polaridade.

O valor do vetor momento dipolar resultante ($\vec{\mu}_R$) é a soma dos vetores momento dipolar que existirem na molécula. **Se o momento dipolar resultante for igual a zero ($\vec{\mu}_R = 0$), a molécula é apolar. Se o momento dipolar resultante for diferente de zero ($\vec{\mu}_R \neq 0$), a molécula é polar**.

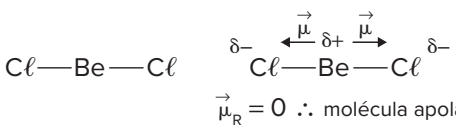
Observe o caso a seguir, da molécula de gás carbônico (CO_2), que, segundo a teoria da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência (VSEPR), apresenta geometria linear.

Embora as ligações entre carbono e oxigênio sejam polares, temos dois vetores momento dipolar de mesma direção e intensidade, mas de sentidos opostos. Dessa forma, eles se anulam mutuamente, ou seja, o vetor momento dipolar resultante é igual a zero e a molécula é apolar.



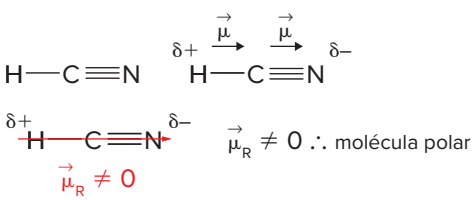
Fórmula estrutural da molécula de CO_2.

Na molécula de cloreto de berílio ($BeC\ell_2$), também linear, de acordo com a teoria VSEPR, podemos observar um comportamento semelhante. Embora as ligações entre berílio e cloro sejam polares, os dois vetores momento dipolar apresentam mesma direção e intensidade, mas sentidos opostos. Dessa forma, o vetor momento dipolar resultante é igual a zero e a molécula é apolar.



Fórmula estrutural da molécula de $BeC\ell_2$.

No caso da molécula de ácido cianídrico (HCN), outra molécula linear, de acordo com a teoria VSEPR, os vetores momento dipolar não se anulam, pois apresentam mesma direção e mesmo sentido. Dessa forma, a molécula terá um momento dipolar resultante diferente de zero e será, portanto, polar.



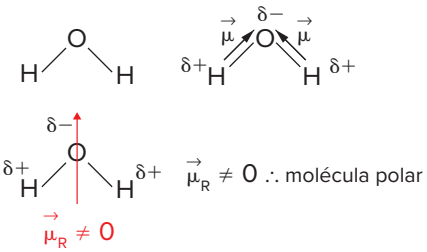
Fórmula estrutural da molécula de HCN.

Atenção

Para moléculas com três átomos que apresentam geometria linear, teremos duas opções:

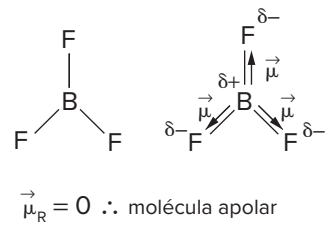
- se os dois ligantes do átomo central forem iguais, a molécula será apolar, pois os vetores momento dipolar se anulam;
- se os dois ligantes do átomo central forem diferentes, a molécula será polar, pois os vetores momento dipolar não se anulam.

Na molécula de água (H_2O), em razão da geometria angular, os vetores momento dipolar não se anularão, pois, apesar de terem a mesma intensidade, apresentam direções diferentes. Dessa forma, o vetor momento dipolar resultante é diferente de zero e a molécula é polar.



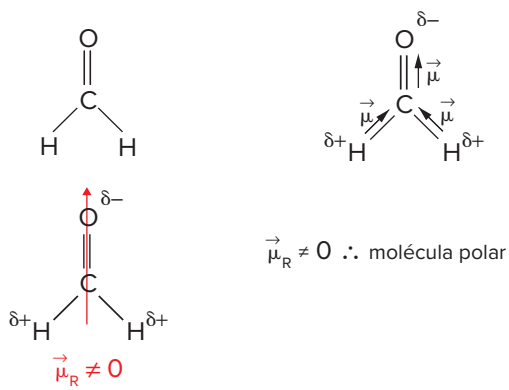
Fórmula estrutural da molécula de H_2O.

Na molécula de trifluoreto de boro (BF_3), a geometria é trigonal plana e os três ligantes do átomo central são iguais. Portanto, mesmo tendo ligações polares, ela será apolar, pois o vetor momento dipolar resultante será igual a zero.



Fórmula estrutural da molécula de BF_3.

Observe o caso da molécula de metanal (H_2CO), que apresenta a mesma geometria do BF_3. Como os três ligantes do átomo central são diferentes, os vetores momento dipolar são diferentes e, dessa forma, o vetor momento dipolar resultante não será zero e a molécula será polar.



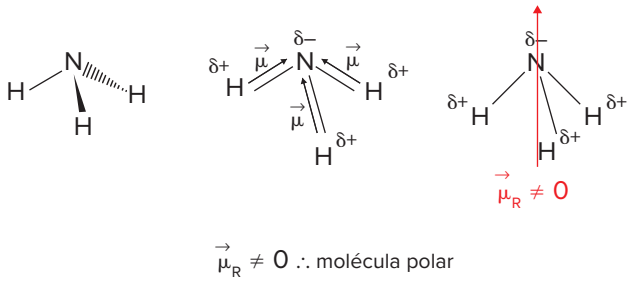
Fórmula estrutural da molécula de H_2CO.

Atenção

Para moléculas com quatro átomos que apresentam geometria trigonal plana, teremos duas opções:

- se os três ligantes do átomo central forem iguais, a molécula será apolar, pois os vetores momento dipolar se anulam;
- se um dos três ligantes do átomo central for diferente dos demais, a molécula será polar, pois os vetores momento dipolar não se anulam.

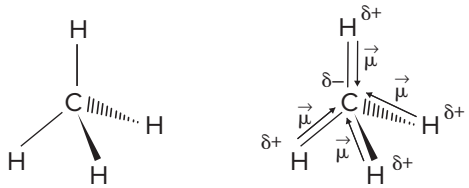
Na molécula de amônia (NH_3), as três ligações entre o átomo de nitrogênio e os átomos de hidrogênio são polares, mas, por sua geometria piramidal, os vetores momento dipolar não estão no mesmo plano e, dessa forma, o vetor momento dipolar resultante é diferente de zero.



$\vec{\mu}_R \neq 0$ ∴ molécula polar

Fórmula estrutural da molécula de NH_3.

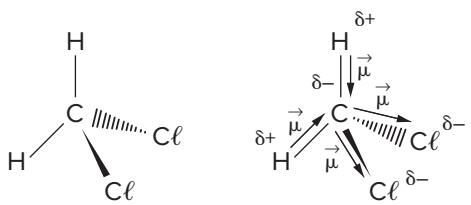
A molécula do metano (CH_4) apresenta geometria tetraédrica. Observe que essa molécula será apolar, pois, apesar de as ligações entre os átomos de hidrogênio e o átomo de carbono serem polares, o vetor momento dipolar resultante é igual a zero.

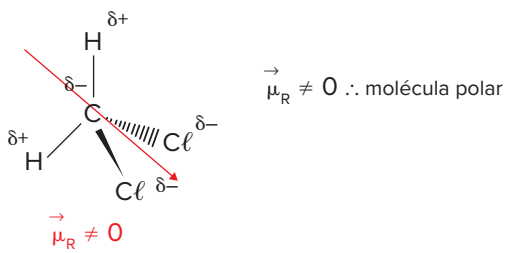


$\vec{\mu}_R = 0$ ∴ molécula apolar

Fórmula estrutural da molécula de CH_4.

Já no caso da molécula do diclorometano, como os quatro ligantes do carbono não são idênticos, os vetores momento dipolar também não serão. Dessa forma, o vetor momento dipolar resultante será diferente de zero, portanto a molécula será polar.





$\vec{\mu}_R \neq 0$ ∴ molécula polar

Fórmula estrutural da molécula de $CH_2C\ell_2$.

Exercício resolvido

3. Com base no cálculo do momento dipolar resultante, classifique as substâncias a seguir como polares ou apolares.

a) H_2S.

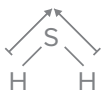
b) H_2CO.

c) C_2H_2.

d) $PC\ell_3$.

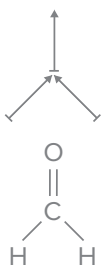
Resolução:

a) Polar

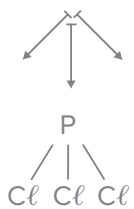


c) Apolar

b) Polar



d) Polar



Atenção

Para moléculas com cinco átomos que apresentam geometria tetraédrica, teremos duas opções:

- se os quatro ligantes do átomo central forem iguais, a molécula será apolar, pois os vetores momento dipolar se anulam;
- se um dos quatro ligantes do átomo central for diferente dos demais, a molécula será polar, pois os vetores momento dipolar não se anulam.

Forças intermoleculares

São responsáveis pela existência dos diferentes estados físicos da matéria: sólido, líquido ou gasoso.

As forças intermoleculares estão diretamente relacionadas ao grau de polaridade das moléculas; quanto mais polar for uma molécula, maior será a intensidade da atração intermolecular, e quanto menos polar for uma molécula, menor será a intensidade da atração intermolecular. Esse fato explica por que as moléculas formadas por átomos idênticos são, em grande parte, gases nas condições mencionadas anteriormente.

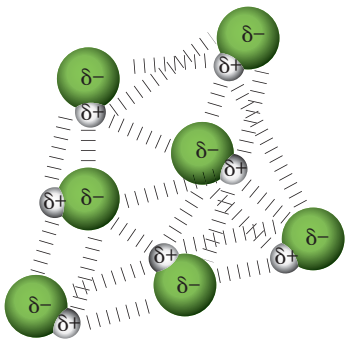
Essas forças de atração são divididas em três tipos: **atração dipolo-dipolo** ou **dipolo permanente**; **ligação de hidrogênio**; e **atração dipolo induzido**. As atrações dipolo permanente e dipolo induzido também são chamadas de **forças de Van der Waals**, apesar de esse nome ser mais associado às atrações dipolo induzido, também conhecidas por **forças de dispersão de London**.

Atração dipolo-dipolo ou dipolo permanente

As forças de atração do tipo dipolo permanente têm **intensidade média** e acontecem entre **moléculas polares**.

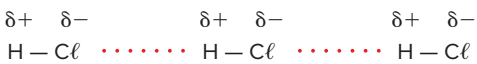
Como essas moléculas apresentam um dipolo bem definido, no estado sólido ou líquido, elas se orientam de modo que o polo positivo de uma molécula sofra atração pelo polo negativo de outra.

A representação a seguir ilustra um modelo desse tipo de atração intermolecular.



Representação da atração dipolo-dipolo ou dipolo permanente.

Observe o exemplo da molécula de HCℓ, que apresenta um dipolo elétrico permanente:



Representação da atração dipolo permanente entre moléculas de HCℓ.

Como a atração existe entre os dois dipolos permanentes dessas moléculas, é chamada atração **dipolo-dipolo** ou **dipolo permanente**.

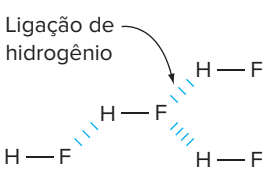
Ligação de hidrogênio

As ligações de hidrogênio podem ser entendidas como um caso especial de atração dipolo permanente, pois também acontecem entre moléculas polares. Porém, a **intensidade da atração é maior** em razão da maior polaridade da molécula.

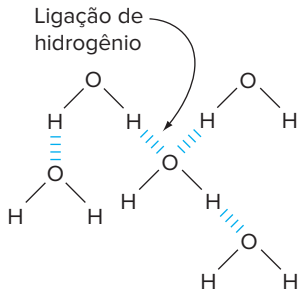
Essas interações acontecem com moléculas polares que apresentam um átomo de hidrogênio ligado a um átomo de flúor (F), oxigênio (O) ou nitrogênio (N). Como os átomos desses três elementos químicos são muito eletronegativos, quando o hidrogênio está ligado a eles, há uma polarização muito forte na ligação, ou seja, o polo positivo formado no átomo de hidrogênio será muito intenso, o que atrai o par de elétrons livres do flúor, do oxigênio ou do nitrogênio de outras moléculas.

Observe os exemplos nas imagens a seguir para as moléculas de HF, H_2O e NH_3.

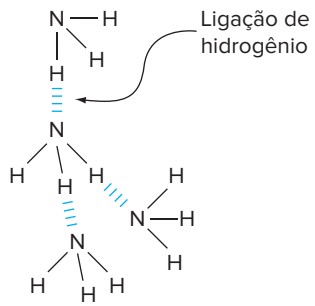
Ácido fluorídrico



Água



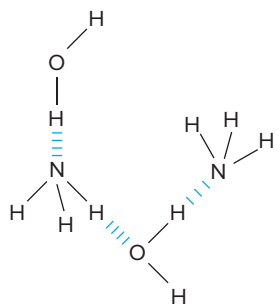
Amônia



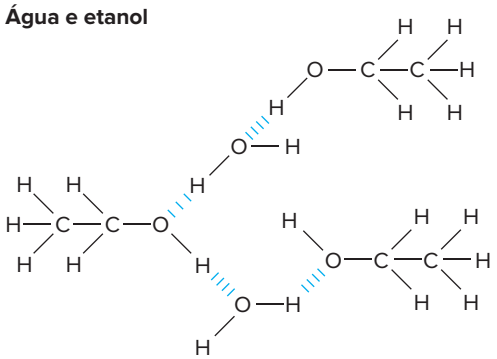
Representação das ligações de hidrogênio entre moléculas iguais (substância pura).

As ligações de hidrogênio podem acontecer entre moléculas da mesma substância ou entre substâncias diferentes quando misturadas.

Água e amônia

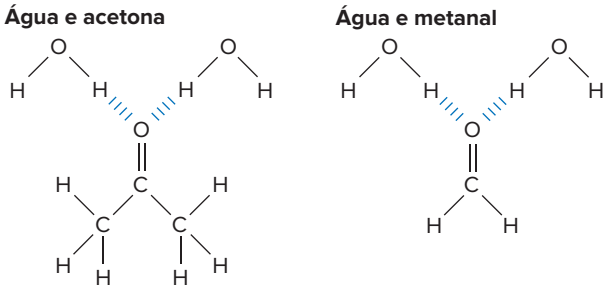


Água e etanol



Representação das ligações de hidrogênio entre moléculas diferentes.

Observe que, para ocorrer a ligação de hidrogênio, é necessário que uma das moléculas tenha hidrogênio ligado a flúor, oxigênio ou nitrogênio. A outra também precisa ter um desses três elementos químicos, mas não necessariamente ligados a hidrogênio.

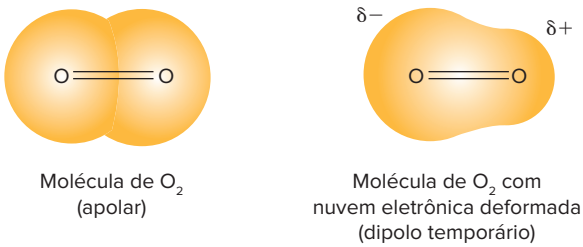


Representação das ligações de hidrogênio entre moléculas de água e moléculas de acetona e metanal.

Atração dipolo induzido ou forças de London

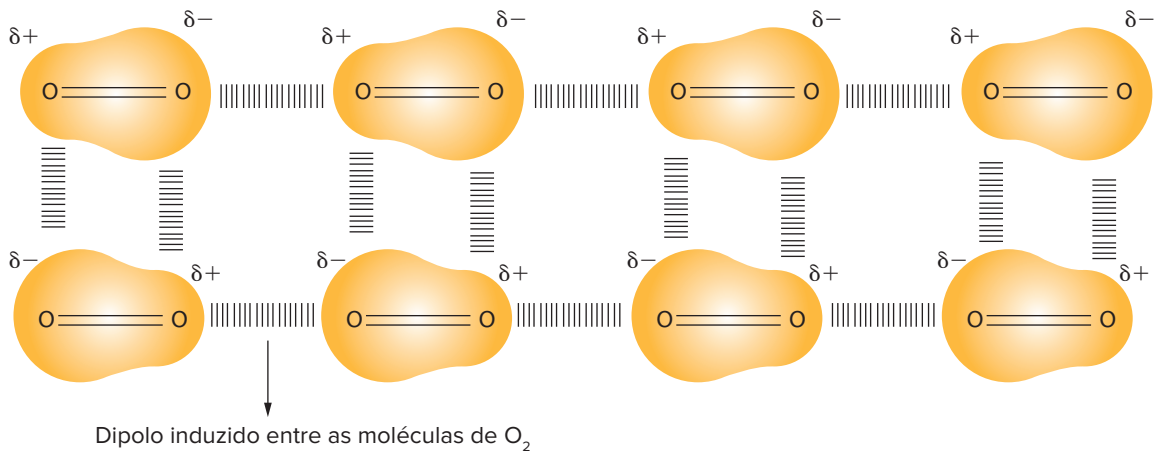
Esse tipo de atração intermolecular está presente entre todas as moléculas, **mas é a única força que atua entre moléculas apolares e entre átomos de gases nobres**. É uma atração de **intensidade fraca** que foi proposta em 1930 por Fritz London.

Em um átomo isolado ou em uma molécula apolar, a nuvem eletrônica ao redor dos núcleos está distribuída de maneira uniforme. No entanto, em razão do seu movimento, em determinado instante, os elétrons podem se concentrar mais em algum ponto da molécula ou do átomo, deixando de ter uma distribuição uniforme. Como resultado, uma região do átomo ou da molécula adquire uma carga parcial negativa e a outra região adquire uma carga parcial positiva, formando um dipolo temporário.



Formação do dipolo temporário.

O dipolo temporário pode induzir a formação de polos opostos nas moléculas vizinhas, possibilitando a existência de forças atrativas entre essas moléculas.



Atração dipolo induzido.

Para determinar a intensidade das forças de London ou dipolo induzido, devemos levar em consideração alguns fatores:

- **Tamanho da molécula ou do átomo (no caso dos gases nobres):** em moléculas ou átomos maiores, a deformação da nuvem eletrônica é mais intensa, pois, além de existirem mais elétrons, eles estão mais afastados do núcleo, e isso facilita a formação dos dipolos induzidos (maior polarizabilidade), aumentando a intensidade das forças de London.
- **Formato da molécula:** moléculas com formatos mais alongados e extensos (maior superfície de contato) têm encaixe melhor entre si e, com isso, maior intensidade na atração intermolecular.

Revisando

1. Utilizando fórmulas de Lewis, esquematize a transferência de elétrons entre os seguintes átomos.

a) $_{20}Ca$ e $_{9}F$

b) $_{3}Li$ e $_{16}S$

c) $_{20}Ca$ e $_{8}O$

d) $_{12}Mg$ e $_{15}P$

2. Encontre a fórmula mínima para cada par de elementos químicos a seguir.

a) $_{19}K$ e $_{35}Br$

b) $_{13}A\ell$ e $_{17}C\ell$

c) $_{12}Mg$ e $_{16}S$

d) $_{38}Sr$ e $_{53}I$

3. Complete a tabela a seguir em relação à condutibilidade elétrica.

Substância	Condutibilidade elétrica		
	Sólido	Líquido	Aquoso
$NaC\ell$			
NaOH			
H_2SO_4			
Fe			
$C_6H_{12}O_6$			

4. Construa a fórmula de Lewis e a fórmula estrutural para as seguintes moléculas.

	Fórmula molecular	Fórmula de Lewis	Fórmula estrutural
a)	$PC\ell_3$		
b)	C_2H_6		
c)	H_2O_2		
d)	N_2H_4		
e)	C_2H_4		
f)	HCN		
g)	H_2CO		
h)	H_2CO_3		

5. Para cada uma das moléculas a seguir, indique a hibridação do átomo central.

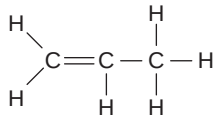
a) $BC\ell_3$

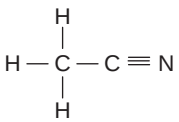
b) CF_4

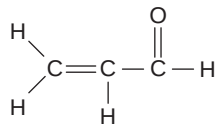
c) $BeC\ell_2$

d) C_2H_6

6. Para as moléculas orgânicas a seguir, indique qual é a hibridação dos átomos de carbono e o tipo de ligação.

a) 

b) 

c) 

7. Determine a geometria do átomo central das moléculas a seguir.

a) PH_3

b) CS_2

c) HCHO

d) $CH_2C\ell_2$

8. Determine, para as seguintes moléculas, a fórmula de Lewis, a geometria da molécula e a polaridade.

Fórmula molecular	Fórmula de Lewis	Geometria da molécula	Polaridade
F_2			
$BC\ell_3$			
CS_2			
$CH_2C\ell_2$			

9. Quais são os tipos de força intermolecular mais importantes para cada uma das substâncias a seguir?

a) HBr

b) NH_3

c) CH_4

10. Complete a tabela a seguir:

Molécula	Geometria	Polaridade	Força intermolecular
$CC\ell_4$			
$C\ell_2$			
H_2O			
CO_2			
BF_3			
NH_3			
H_2S			
NO			
CO			
$BeC\ell_2$			

Exercícios propostos

Ligações químicas

1. CPS-SP 2020 John Goodenough, Stanley Whittingham e Akira Yoshino são os vencedores do Prêmio Nobel 2019 de Química pelo desenvolvimento de baterias de íons de lítio. Atualmente, celulares, *notebooks* e carros elétricos saem de fábrica com esse tipo de bateria.

Com essa descoberta, é possível armazenar uma grande quantidade de energia em baterias pequenas e leves. Se fôssemos utilizar outros tipos de bateria, como por exemplo, bateria de hidreto de níquel ou bateria de níquel cádmio, para armazenarmos a mesma quantidade de energia, teríamos baterias com o tamanho e massa duas ou até mesmo três vezes maiores que as baterias de íons de lítio. Outra vantagem desse tipo de bateria é o fato de não possuírem o efeito memória, conhecido popularmente como o vício da bateria. Devido a essa característica que facilita a vida do usuário, ela não requer tanta atenção nos processos de carga e descarga.

Contudo, com todos os avanços, as baterias continuam extremamente sensíveis à temperatura. Quando expostas ao calor, podem perder parte de sua capacidade total e se decompor mais rápido que o normal.

Os íons de lítio, usados em baterias, são provenientes de compostos iônicos. Um exemplo de composto iônico é o sal cloreto de sódio, no qual átomos de sódio se ligam a átomos de cloro por meio de ligação iônica, na razão de 1 : 1, como todos os cloretos de metais alcalinos. Sabendo que o lítio também é um metal alcalino, podemos afirmar que os átomos de lítio se ligam a átomos de cloro formando o composto cloreto de lítio, representado, corretamente, por

a) $Li_2C\ell$
b) $Li_2C\ell_2$
c) $C\ell Li_2$
d) $C\ell_2Li_2$
e) $LiC\ell$

2. Faesa-ES 2025 Dois átomos apresentam as seguintes distribuições eletrônicas:

A – $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$

B – $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

Isso posto, é correto afirmar que:

a) correspondem, respectivamente, a um metal e um não metal.
b) pertencem ao quarto período da tabela periódica.
c) estabelecem ligações iônicas entre si.
d) formam um composto de fórmula AB_4.

3. Uefs-BA 2018 Um exemplo de composto iônico no qual o cátion apresenta átomos unidos por ligação covalente é o representado pela fórmula:

a) PBr_3
b) KI
c) $NaHCO_3$
d) $NH_4C\ell$
e) $CO(NH_2)_2$

4. FGV-SP 2024 Cãibras podem ser desencadeadas por diferentes fatores, como sedentarismo, falta de flexibilidade e deficiência de nutrientes, especialmente o magnésio. O magnésio é essencial para promover a saúde, pois trabalha com mais de 300 enzimas em diferentes processos e funções do organismo. Além disso, produz energia, proteínas, regula a glicose no sangue e contribui para a formação óssea, trabalhando em conjunto com o cálcio e a vitamina D.

Adaptada de: https://oglobo.globo.com/saude/noticia/2023/06/voce-tem-caibras-naspernas-durante-o-sono-saiba-que-suplemento-evita-o-problema.ghtml?utm_source= aplicativoOGlobo&utm_medium=aplicativo&utm_campaign=compartilhar. Acesso em 12/08/2023.

Os metais alcalinos terrosos citados no texto apresentam a seguinte característica em comum:

a) Possuem um elétron na camada de valência no estado fundamental.
b) Formam íons negativos devido às suas altas energias de ionização.
c) Apresentam-se como cátions bivalentes nos compostos iônicos.
d) Estão localizados no mesmo período da Tabela Periódica.
e) Estabelecem ligações covalentes com o oxigênio.

5. IFSul-RS 2018 Um dos ácidos mais relevantes na indústria química é o ácido perclórico ($HC\ell O_4$), que é utilizado na fabricação de explosivos, por ser um forte oxidante; na produção de herbicidas; em exames de precipitação seletiva de mucoproteínas etc. Em relação a sua fórmula estrutural, é sabido que ela apresenta

a) 1 ligação coordenada e 3 ligações covalentes simples.
b) 1 ligação covalente simples e 3 ligações coordenadas.
c) 2 ligações covalentes simples e 3 ligações coordenadas.
d) 2 ligações coordenadas e 3 ligações covalentes simples.

6. UFRGS 2019 Na coluna da direita abaixo, estão relacionadas algumas substâncias químicas; na da esquerda, características dessas substâncias.

Associe adequadamente a coluna da esquerda à da direita.

☐ Sólido com alta maleabilidade e brilho metálico	**1.** Cloreto de sódio
☐ Gás com coloração esverdeada	**2.** Ouro
☐ Gás pouco denso e altamente inflamável	**3.** Cloro
☐ Substância condutora de eletricidade quando fundida	**4.** Bromo
	5. Hidrogênio

A sequência correta de preenchimento, de cima para baixo, é

a) 1 – 2 – 3 – 4.
b) 1 – 3 – 5 – 2.
c) 2 – 3 – 4 – 5.
d) 3 – 2 – 4 – 1.
e) 2 – 3 – 5 – 1.

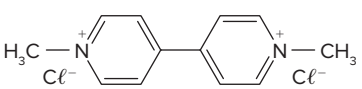
7. Fuvest-SP 2021

Disponível em: https://twitter.com/DoutroQuímica/.

O *meme* acima brinca com conceitos de química em um jogo popular, cujo objetivo é que os jogadores descubram o impostor entre os tripulantes de naves e estações espaciais. Nele um dos elementos é considerado o impostor por sua característica química diferente. Nesse contexto, é correto afirmar que o impostor seria o elemento:

a) H, por ser um elemento com grande tendência a fazer ligação covalente em uma família com tendência a fazer ligação iônica.
b) Na, por ser o único que pode ser obtido em sua forma metálica, ao contrário dos demais membros da família, que formam apenas óxidos.
c) K, por ter raio atômico atipicamente grande, sendo maior do que os elementos abaixo dele na tabela periódica.
d) Cs, por pertencer à família 2 da tabela periódica, enquanto os demais pertencem à 1, formando cátions +2.
e) Fr, por reagir violentamente com a água, devido ao seu pequeno raio atômico, liberando muito calor, diferentemente dos demais elementos da família.

8. UFPR 2023 O Paraquat ou dicloreto de 1,1'-dimetil-4,4'-bipiridínio, cuja estrutura é mostrada na figura abaixo, é um herbicida que foi amplamente utilizado na agricultura devido ao baixo custo e à grande eficácia. No entanto, o pesticida foi proibido no Brasil em 2020, mas o setor sojeiro vem pressionando para reverter essa decisão, alegando que a falta do produto compromete a produção do grão. O Paraquat foi proibido após a divulgação de pesquisas que comprovam a relação entre o pesticida e o desenvolvimento da doença de Parkinson e de mutações genéticas que podem causar câncer.



Esse composto químico contém em sua fórmula ligações:

a) iônicas apenas.
b) covalentes apenas.
c) covalentes e iônicas.
d) covalentes e de Van der Waals.
e) iônicas e de Van der Waals.

9. PUC-Minas Os elementos X e Y, do mesmo período da tabela periódica, têm configurações s^2p^4 e s^1, respectivamente, em suas camadas de valência. Considerando-se essas informações, é correto afirmar que a fórmula do composto constituído pelos elementos X e Y e o tipo de ligação envolvida entre eles são:

a) YX_2, iônica.
b) Y_2X, covalente.
c) YX_2, covalente.
d) Y_2X, iônica.

10. IFSul-RS 2016 O tipo de ligação e a fórmula do composto que ocorre ao combinarmos átomos dos elementos químicos Ca e F são, respectivamente,

a) covalente dativa e Ca_2F_2.
b) iônica e CaF_2.
c) covalente normal e CaF.
d) metálica e Ca_2F.

11. Fuvest-SP 2018

	1												13	14	15	16	17	18
1	H	2																He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Aℓ	Si	P	S	Cℓ	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tℓ	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fℓ	Mc	Lv	Ts	Og

*	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
**	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Analise a tabela periódica e as seguintes afirmações a respeito do elemento químico enxofre (S):

I. Tem massa atômica maior do que a do selênio (Se).
II. Pode formar com o hidrogênio um composto molecular de fórmula H_2S.
III. A energia necessária para remover um elétron da camada mais externa do enxofre é maior do que para o sódio (Na).
IV. Pode formar com o sódio (Na) um composto iônico de fórmula Na_3S.

São corretas apenas as afirmações

a) I e II.
b) I e III.
c) II e III.
d) II e IV.
e) III e I.

12. PUC-PR 2023 Leia o excerto a seguir; retirado do portal de notícias G1: https://g1.globo.com/

O que se sabe sobre o vazamento de gás tóxico que deixou mortos na Jordânia

Acidente causou 13 mortes e deixou mais de 200 feridos. Cabo se rompeu e derrubou contêiner que continha cloro, um gás tóxico e nocivo.

Treze pessoas morreram e mais de 250 ficaram feridas nesta segunda-feira (27) na Jordânia após a queda de um contêiner com cloro, um gás tóxico, no porto de Aqaba.

O primeiro-ministro jordaniano, Bicher Al-Khasaw-neh, e seu ministro do Interior, Mazen Al-Faraya, já estiveram no local, de acordo com a rede de televisão oficial Al-Mamlaka.

O que aconteceu?

Um cabo que levantava um tanque de 25 toneladas se rompeu, derrubando um contêiner com cloro, um gás tóxico nocivo ao ser humano. A explosão do contêiner formou uma grande nuvem amarela. [...]

Disponível em: https://g1.globo.com/mundo/noticia/2022/06/28/o-que-se-sabe-sobre-vazamento-de-gas-toxico-que-deixou-mortos-na-jordania.ghtml. Acesso em: 07/07/2022.

Após a leitura do texto, analise as alternativas a seguir e assinale a CORRETA.

a) O elemento químico cloro $C\ell$ apresenta distribuição eletrônica, no estado fundamental, representada por $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$, portanto é possível classificá-lo como um halogênio do terceiro período.

b) A ligação química existente na molécula de gás cloro $C\ell_2$ é eletrovalente ou iônica, uma vez que há transferência de elétrons entre os átomos presentes.

c) Se o raio de um átomo de cloro $C\ell$ é igual a 99,4 pm ($99{,}4 \cdot 10^{-12}$ m) pode-se afirmar que o raio do ânion cloreto $C\ell^{-1}$ deverá ser menor do que 99,4 pm.

d) Na reação entre o gás cloro $C\ell_2$ e o sódio metálico puros, o produto formado é o cloreto de sódio que apresenta, em solução aquosa, um caráter básico.

e) Se um átomo de cloro-37, no estado neutro, apresenta 17 elétrons na eletrosfera, pode-se afirmar que a quantidade de nêutrons e prótons existentes no núcleo deste átomo é respectivamente igual a 17 e 20.

13. **UPF-RS 2019** Sobre os átomos dos elementos químicos Ca (grupo 2) e F (grupo 17), são feitas as seguintes afirmações:

I. São conhecidos como alcalinoterrosos e calcogênios, respectivamente.

II. Formam uma substância química representada por CaF_2, chamada fluoreto de cálcio.

III. A ligação química entre esses dois átomos é iônica.

IV. Ca possui maior energia de ionização do que F.

Está correto apenas o que se afirma em

a) I, II e III.

b) I, III e IV.

c) II e III.

d) II e IV.

e) III.

14. **FICSAE-SP 2017** A temperatura de fusão de compostos iônicos está relacionada à energia reticular, ou seja, à intensidade da atração entre cátions e ânions na estrutura do retículo cristalino iônico. A força de atração entre cargas elétricas opostas depende do produto das cargas e da distância entre elas. De modo geral, quanto maior o produto entre os módulos das cargas elétricas dos íons e menores as distâncias entre os seus núcleos, maior a energia reticular. Considere os seguintes pares de substâncias iônicas:

I. MgF_2 e MgO

II. KF e CaO

III. LiF e KBr

As substâncias que apresentam a maior temperatura de fusão nos grupos I, II e III são, respectivamente,

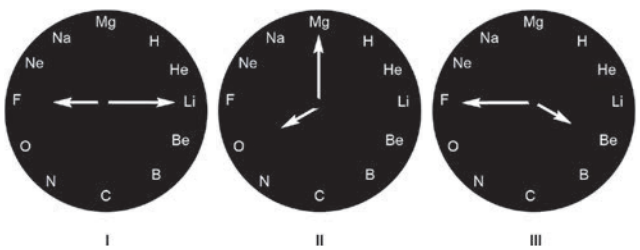
a) MgO, CaO e LiF.

b) MgF_2, KF e KBr.

c) MgO, KF e LiF.

d) MgF_2, CaO e KBr.

15. **UFPR 2019** Nos relógios mostrados a seguir, as posições, que são originalmente ocupadas por números, foram substituídas por símbolos de elementos químicos, cujos números atômicos correspondem ao numeral original do relógio. Considere que o ponteiro menor (das horas) aponta para o ânion mais estável do elemento e o ponteiro maior (dos minutos) aponta para o cátion mais estável do elemento:



As substâncias neutras formadas a partir da leitura das horas marcadas nos relógios I, II e III são, respectivamente:

a) LiF – MgO – BeF.

b) LiF – Mg_2O – BeF.

c) LiF – MgO – BeF_2.

d) Li_2F – MgO – BeF_2.

e) Li_2F – Mg_2O – BeF_2.

16. **Uerj 2024** O emprego de mercúrio em atividades de garimpo ilegal é prejudicial à saúde humana e ao meio ambiente. Nessas atividades, o ouro é separado das impurezas por meio da ligação interatômica que ele forma com o mercúrio, produzindo uma liga denominada amálgama. Posteriormente, com o aquecimento dessa liga, ouro e mercúrio são separados. Observe na tabela as temperaturas de ebulição desses metais.

Metal	Temperatura de ebulição (°C)
mercúrio	357
ouro	2700

Nomeie a ligação interatômica formada entre mercúrio e ouro. Indique, ainda, o metal que irá vaporizar primeiro com o aquecimento da amálgama, justificando sua resposta.

17. Famerp-SP 2019 A combinação dos elementos Ca e Br forma uma substância solúvel em água, de fórmula _____. Uma solução aquosa dessa substância é classificada como _____ de eletricidade. As lacunas do texto devem ser preenchidas por:

a) Ca_2Br – condutora.
b) $CaBr_2$ – condutora.
c) Ca_2Br – não condutora.
d) $CaBr_2$ – não condutora.
e) CaBr – condutora.

18. UEL-PR Átomos de número atômico 3 e número de massa 7 ao reagirem com átomos de número atômico 8 e número de massa 16 o fazem na proporção, em átomos, respectivamente, de

a) 1:1, formando composto iônico.
b) 1:1, formando composto molecular.
c) 1:2, formando composto molecular.
d) 2:1, formando composto iônico.
e) 3:1, formando composto iônico.

19. UFPR 2022 O hexafluoreto de tungstênio é empregado na indústria de semicondutores para formar filmes metálicos de tungstênio que servem de condutores elétricos. O composto é apropriado para tal aplicação por ser um gás nas condições ambientes e reagir na presença do silício de dispositivos semicondutores.
A estrutura do hexafluoreto de tungstênio que melhor explica as propriedades citadas é a de:

a) estrutura polimérica ligada covalentemente.
b) flúor e tungstênio formando ligação metálica.
c) fluoreto e tungstênio formando ligação iônica.
d) tungstênio metálico dopado com átomos de flúor.
e) molécula discreta formada por ligações covalentes.

20. UPF-RS 2023 O "rock n'roll", desde seu nascimento, foi associado à rebeldia e à contestação. Entre as décadas de 1940 e 1950, esse estilo foi utilizado pelos cidadãos escravizados como referência ao clamor por liberdade diante da falta de direitos civis que vigorava nos campos de algodão dos Estados Unidos da América, durante os séculos XVIII e XIX, surgindo, assim, nos primórdios, os estilos do *blues* e *gospel*. Outros movimentos propagaram-se, como o *punk rock*, e os jovens de diferentes gerações utilizam esses estilos musicais, em muitos países, como porta voz do movimento contracultural.

(Fontes: RODRIGUES, 2021 e https://www.redalyc.org/journal/3130/313066091001/html/. Acesso em: 22 set. 2022.)

A letra da música a seguir, de uma banda de *rock* chamada *Killi* é chamada NaCℓ e foi escrita por um integrante não identificado, que possui formação em Química:

NaCℓ

Todo dia é a mesma coisa, uma nova teoria,
Linus Pauling ou Arrhenius, pra aumentar minha agonia.
Elemento que ioniza, é grande ou baixa a entalpia,
construir o diagrama, pra acabar com minha alegria.
Química!
Balancear a equação, equacionar a reação,
agitar a solução, começar a combustão.
Sem contar com a tabela, eu não consigo decorar,
muito menos entender, eu não vou mais estudar.
Química!
Sódio, cálcio, hidrogênio, magnésio, oxigênio, lítio, cloro, tungstênio, alcalino e halogênio.
Dicromato de potássio, NaCℓ, sulfato de cálcio, NaCℓ.
Química!

Analise as afirmativas a seguir:

I. O raio atômico do átomo neutro de Mg é maior do que o do átomo neutro de Na.
II. O átomo neutro de Mg apresenta maior raio do que o íon Mg^{2+}.
III. A energia de ionização do átomo neutro de Cℓ é maior do que a do átomo neutro de Li.
IV. No NaCℓ a ligação química entre os átomos é de natureza iônica.
V. O tungstênio é um metal de transição e está localizado no quarto período da tabela periódica.

Está incorreto apenas o que se afirma em:

▶ **Dados:** Li (Z = 3; Grupo 1), Na (Z = 11; Grupo 1), Mg (Z = 12; Grupo 2), Cℓ (Z = 17; Grupo 17), W (Z = 74; Grupo 6).

a) V.
b) II, IV e V.
c) II, III e IV.
d) I e V.
e) I e III.

21. Udesc 2025 Os compostos iônicos são formados a partir de ligações iônicas resultantes da atração eletrostática de cargas opostas, devido a uma grande diferença de eletronegatividade entre os átomos.
Assinale a alternativa correta cujos compostos iônicos tenham propriedades que seguem as características descritas.

a) Alta temperatura de fusão e baixa temperatura de ebulição.
b) Alta temperatura de fusão e ebulição; condutividade elétrica quando fundidos ou em solução.
c) Não condutividade elétrica no estado sólido, líquido e em solução.
d) Baixa temperatura de fusão e ebulição; não condutividade elétrica quando fundidos ou em solução.
e) Baixa temperatura de fusão e alta temperatura de ebulição; condutividade elétrica apenas quando em solução.

22. Enem 2019 Por terem camada de valência completa, alta energia de ionização e afinidade eletrônica praticamente nula, considerou-se por muito tempo que os gases nobres não formariam compostos químicos. Porém, em 1962, foi realizada com sucesso a reação entre o xenônio (camada de valência $5s^25p^6$) e o hexafluoreto de platina e, desde então, mais compostos novos de gases nobres vêm sendo sintetizados. Tais compostos demonstram que não se pode aceitar acriticamente a regra do octeto, na qual se considera que, numa ligação

química, os átomos tendem a adquirir estabilidade assumindo a configuração eletrônica de gás nobre. Dentre os compostos conhecidos, um dos mais estáveis é o difluoreto de xenônio, no qual dois átomos do halogênio flúor (camada de valência $2s^2 2p^5$) se ligam covalentemente ao átomo de gás nobre para ficarem com oito elétrons de valência. Ao se escrever a fórmula de Lewis do composto de xenônio citado, quantos elétrons na camada de valência haverá no átomo do gás nobre?

a) 6 **c)** 10 **e)** 14
b) 8 **d)** 12

23. Unirio-RJ O dióxido de carbono (CO_2) é um gás essencial no globo terrestre. Sem a presença deste gás, o globo seria gelado e vazio. Porém, quando este é inalado em concentração superior a 10%, pode levar o indivíduo à morte por asfixia. Este gás apresenta em sua molécula um número de ligações covalentes igual a:

a) 4 **d)** 3
b) 1 **e)** 0
c) 2

24. Ufla-MG Assinale a alternativa em que ambos os compostos apresentam ligações covalentes múltiplas (duplas ou triplas).

Dados: H (Z = 1), C (Z = 6), N (Z = 7), O (Z = 8) Aℓ (Z = 13), Cℓ (Z = 17), K (Z = 9)

a) H_2O e O_2 **d)** CO_2 e N_2
b) H_2O_2 e $HC\ell$ **e)** $A\ell C\ell_3$ e $KC\ell$
c) $C\ell_2$ e NH_3

25. UFJF-MG 2017 O selênio quando combinado com enxofre forma o sulfeto de selênio, substância que apresenta propriedades antifúngicas e está presente na composição de xampus anticaspa. Qual o tipo de ligação química existente entre os átomos de enxofre e selênio?

a) Covalente. **d)** Iônica.
b) Dipolo-dipolo. **e)** Metálica.
c) Força de London.

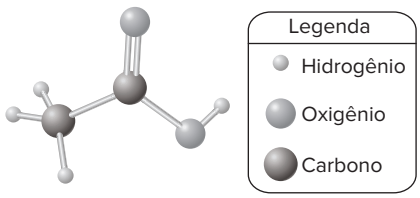
26. Unioeste-PR 2020 O soro caseiro é uma mistura de água fervida (1 litro) com cerca de 20 gramas de açúcar ($C_6H_{12}O_6$) e 3,5 gramas de sal de cozinha ($NaC\ell$). A respeito das substâncias químicas que se encontram no soro caseiro é **INCORRETO** afirmar.

a) Os elementos que compõem o sal de cozinha possuem elevada diferença de eletronegatividade, característico das substâncias iônicas.
b) A eletronegatividade dos átomos que compõem a água não é tão elevada para ser considerada iônica, entretanto, confere o caráter polar desta molécula.
c) O açúcar possui ligação caracteristicamente covalente, pois esta substância é formada por elementos cuja eletronegatividade permite o compartilhamento de elétrons.
d) O átomo que possui a maior massa atômica, dentre as substâncias contidas no soro caseiro, encontra-se no açúcar.
e) Todos os elementos contidos no sal de cozinha são do terceiro período da tabela periódica.

27. Cefet-MG 2019 Bopp, sempre estabanado, talvez tivesse derramado alguma coisa em seu braço sem querer, sem que Opalka houvesse percebido. O que quer que fosse, não sairia tão fácil. Compraria vinagre. [...]

STIGGER, Veronica. *Opisanie Swiata*. São Paulo: SESI-SP. 2018. p. 133.

Na situação apresentada acima, Opalka considera o uso do vinagre para remoção de determinada mancha. Um dos constituintes do vinagre é o ácido acético, cuja estrutura está representada na figura a seguir.



Sabendo-se da constituição química dessa substância e do composto considerado por Opalka, é correto afirmar que

a) o ácido acético pode ser removido do vinagre por decantação.
b) o vinagre é uma substância pura composta por três elementos químicos.
c) as moléculas de ácido acético são formadas por oito elementos químicos.
d) os átomos da molécula do ácido acético contido no vinagre estão covalentemente ligados.

28. UFPA 2016 Na fórmula eletrônica (ou de Lewis) da molécula de nitrogênio, o número de pares de elétrons compartilhados é

Dado: número atômico nitrogênio = 7

a) 1. **d)** 4.
b) 2. **e)** 5.
c) 3.

29. UEPG/PSS-PR 2021 A ligação covalente é um tipo de ligação química na qual átomos dos elementos químicos compartilham seus elétrons, formando moléculas. A partir das informações descritas anteriormente e considerando a lista a seguir de compostos presentes no nosso dia a dia, assinale o que for correto.

01 O sal de cozinha – $NaC\ell(s)$ – é um composto covalente.
02 O açúcar – $C_{12}H_{22}O_{11}(s)$ – é um composto covalente.
04 A soda cáustica – NaOH(s) – é um composto covalente.
08 A cafeína – $C_8H_{10}N_4O_2(s)$ – (estimulante presente no café) é um composto covalente.

Soma:

30. UEG-GO 2025 Os carros da BYD usam baterias criadas pela própria empresa conhecidas como baterias Blade. Elas são de uma liga de fosfato de ferro – lítio (LFP), o que faz com que essas baterias sejam mais baratas, por dispensar o uso de metais raros e, consequentemente, caros. Além disso, essas baterias são mais seguras e eficientes.

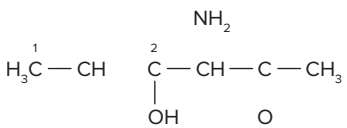
Disponível em: https:quatrorodas.abril.com.br/carros-eletricos/como-e-a-bateria-blade-da-byd-que-ate-toyota-e-tesla-usam. Acesso em: 11 set. 2024.

Com relação às ligações metálicas, ligas metálicas e metais, verifica-se que

a) na ligação metálica forma-se uma "nuvem de elétrons" ou "mar de elétrons" de valência.
b) ligas metálicas são misturas de dois ou mais elementos, obrigatoriamente metálicos.
c) o bronze é uma liga metálica constituída por moléculas de cobalto e estanho.
d) uma característica dos metais é a baixa condutibilidade elétrica.
e) a regra do octeto pode ser aplicada às ligações metálicas.

Hibridação

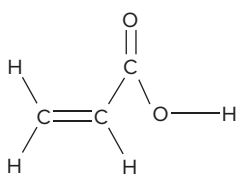
31. Uece 2020 Observe a fórmula estrutural incompleta do seguinte composto orgânico, com dois átomos de carbono numerados:



Com relação à estrutura acima apresentada, é correto dizer que faltam três ligações, quais sejam:

a) uma simples e duas duplas, e o átomo de carbono 1 é do tipo sp^3 e o 2 é do tipo sp.
b) uma simples e duas duplas, e o átomo de carbono 1 é do tipo sp^3 e o 2 é do tipo sp^2.
c) uma dupla e duas simples, e o átomo de carbono 1 é do tipo sp e o 2 é do tipo sp^2.
d) uma tripla e duas simples, e o átomo de carbono 1 é do tipo sp^3 e o 2 é do tipo sp^2.

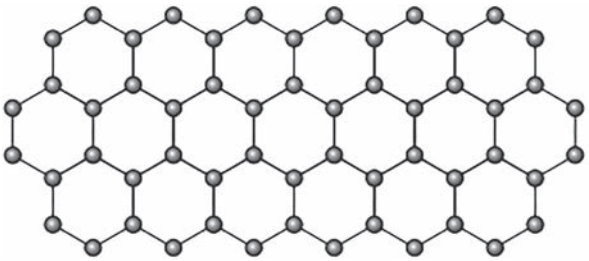
32. UFF-RJ As ligações químicas nos compostos orgânicos podem ser do tipo σ ou π . A ligação σ é formada pela interação de dois orbitais atômicos, segundo o eixo que une os dois átomos, ao passo que, na ligação π, a interação dos orbitais atômicos se faz segundo o plano que contém o eixo da ligação.



Na estrutura representada anteriormente, tem-se:

a) 2 ligações σ e 6 ligações π.
b) 2 ligações σ e 8 ligações π.
c) 4 ligações σ e 4 ligações π.
d) 6 ligações σ e 2 ligações π.
e) 8 ligações σ e 2 ligações π.

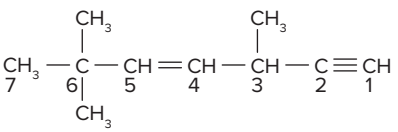
33. Enem 2018 O grafeno é uma forma alotrópica do carbono constituído por uma folha planar (arranjo bidimensional) de átomos de carbono compactados e com a espessura de apenas um átomo. Sua estrutura é hexagonal, conforme a figura:



Nesse arranjo, os átomos de carbono possuem hibridação

a) sp de geometria linear.
b) sp^2 de geometria trigonal planar.
c) sp^3 alternados com carbonos com hibridação sp de geometria linear.
d) sp^3d de geometria planar.
e) sp^3d^2 com geometria hexagonal planar.

34. Ufam/PSC 2023 Considere a fórmula estrutural do hidrocarboneto a seguir:



A sequência CORRETA para os estados de hibridização dos carbonos 2, 3, 5 e 6, indicados na figura, é:

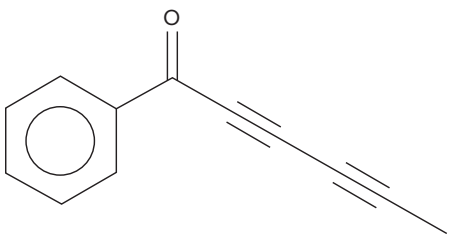
a) sp, sp^3, sp^2 e sp^3.
b) sp, sp^2, sp^3 e sp^2.
c) sp^3, sp^2, sp^2 e sp.
d) sp, sp^2, sp^2 e sp^3.
e) sp, sp^3, sp^3 e sp^2.

35. UFJF/Pism-MG 2021 Astrônomos do Reino Unido anunciaram, em 14 de setembro de 2020, a existência de fosfina na atmosfera do planeta Vênus. A presença dessa molécula despertou o interesse de muitos cientistas por sugerir que há alguma forma de vida naquele planeta. A fosfina é composta por três átomos de hidrogênio e um átomo de fósforo. Sobre esse composto:

Dados: P (Z = 15); H (Z = 1).

a) Faça a distribuição eletrônica do átomo de fósforo.
b) Demonstre a estrutura de Lewis da molécula de fosfina.

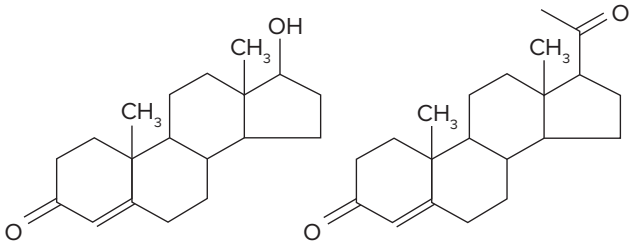
36. Cefet-MG A capilina, cuja estrutura é representada em seguida, destaca-se entre os compostos orgânicos empregados como antifúngicos.



Considerando-se sua estrutura química, o número de carbonos com hibridação sp^2 e sp é, respectivamente,

a) 4 e 8. **c)** 6 e 5. **e)** 7 e 4.
b) 5 e 7. **d)** 6 e 6.

37. **UFPR** O átomo de carbono sofre três tipos de hibridação: sp^3, sp^2 e sp. Essa capacidade de combinação dos orbitais atômicos permite que o carbono realize ligações químicas com outros átomos, gerando um grande número de compostos orgânicos. A seguir são ilustradas estruturas de dois compostos orgânicos que atuam como hormônios.



Testosterona Progesterona

Acerca da hibridação dos átomos de carbono nos dois hormônios, considere as seguintes afirmativas:

1. A testosterona possui dois átomos de carbono com orbitais híbridos sp^2.
2. A progesterona possui quatro átomos de carbono com orbitais híbridos sp^2.
3. Ambos os compostos apresentam o mesmo número de átomos de carbono com orbitais híbridos sp^3.
4. O número total de átomos de carbono com orbitais híbridos sp^3 na testosterona é 16.

Assinale a alternativa correta.

a) Somente as afirmativas 1 e 3 são verdadeiras.
b) Somente as afirmativas 2 e 4 são verdadeiras.
c) Somente as afirmativas 2, 3 e 4 são verdadeiras.
d) Somente as afirmativas 1, 2 e 3 são verdadeiras.
e) As afirmativas 1, 2, 3 e 4 são verdadeiras.

38. **UFPB** O uso de combustíveis fósseis acarreta diversos problemas ambientais, como o aumento do aquecimento global, que vem sendo associado à crescente emissão do dióxido de carbono (CO_2) proveniente da queima desses combustíveis.

Sobre o dióxido de carbono, identifique as afirmativas corretas:

- A molécula apresenta duas ligações covalentes do tipo sigma (σ).
- A molécula apresenta duas ligações covalentes do tipo pi (π).
- A molécula apresenta uma ligação tripla.
- A geometria da molécula é angular.
- O carbono tem hibridização sp.

39. **Uece** O etileno, ou eteno, é o hidrocarboneto alceno mais simples da família das olefinas, constituído por dois átomos de carbono e quatro átomos de hidrogênio, C_2H_4. É usado como anestésico moderado em intervenções cirúrgicas e é produzido naturalmente em plantas, sendo responsável pelo amadurecimento de frutos. É usado para amadurecer de maneira forçada frutas verdes.

Com relação à formação desse composto, assinale a afirmação verdadeira.

a) Para cada átomo de carbono existem 3 orbitais híbridos $2sp^2$ que estão em planos diferentes.
b) Para cada átomo de carbono existe um orbital não hibridizado 2p que forma a ligação π (pi) na ligação C = C.
c) A ligação σ (sigma) C – C é formada pelos orbitais híbridos $2sp^2$ – 2p.
d) As ligações σ (sigma) C – H são formadas pelos orbitais híbridos $2sp^2$ – 2s.

40. **UEM-PR** A respeito da estrutura das moléculas orgânicas e dos orbitais híbridos, assinale a(s) alternativa(s) **correta(s)**.

01 A ligação C – H na molécula de metano envolve um orbital híbrido do tipo sp^3 do carbono e um orbital tipo s do hidrogênio.
02 Uma hibridização do tipo sp^2 envolve um orbital atômico do tipo s e dois orbitais atômicos do tipo p.
04 Na molécula de etileno ocorre uma hibridização do átomo de carbono do tipo sp.
08 Tanto na grafite quanto no diamante, as hibridizações do átomo de carbono são do tipo sp^3.
16 A molécula de CO_2 é linear porque os orbitais híbridos do tipo sp do átomo de carbono são lineares, e não há influência de pares de elétrons não compartilhados.

Soma:

Geometria molecular

41. **UFRGS 2018** Considerando a geometria molecular de algumas moléculas e íons, assinale a alternativa que lista apenas as espécies com geometria trigonal plana.

a) CO_2, SO_2, SO_3
b) O_3, NH_3, NO_3^-
c) NO_3^-, O_3, CO_2
d) NH_3, BF_3, SO_3
e) SO_3, NO_3^-, BF_3

42. **PUC-Campinas 2023** Além do metano, CH_4, a pecuária também contribui com a liberação para o ambiente de outro gás estufa, o N_2O, o óxido nitroso, que é formado pela transformação microbiana de compostos nitrogenados encontrados em dejetos animais (fezes e urina), presentes no pasto.

As moléculas de metano e do óxido nitroso apresentam, respectivamente, as geometrias moleculares

▶ **Dados:** C (Grupo 14 ou família IVA); H (Grupo 1); N (Grupo 15 ou família VA); O (Grupo 16 ou família VIA).

a) tetraédrica e linear. **d)** piramidal e angular.
b) octaédrica e linear. **e)** tetraédrica e angular.
c) piramidal e linear.

43. UEM-PR 2022 Assinale o que for correto.

01 O $SC\ell_6$ possui geometria hexaédrica.

02 O seleneto de hidrogênio H_2Se possui geometria angular e hibridização do átomo central sp^3.

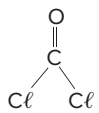
04 O formaldeído CH_2O possui geometria trigonal plana e hibridização do átomo central sp^2.

08 O tricloreto de fósforo possui geometria piramidal, enquanto o $PC\ell_5$ possui geometria bipirâmide trigonal.

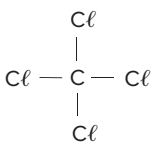
16 O sulfeto de silício SiS_2 possui geometria linear.

Soma: _____

44. IFCE A geometria de uma molécula é informação muito importante, uma vez que define algumas propriedades do composto, como a polaridade, a solubilidade, o ponto de fusão e ebulição, possibilitando uma boa aplicação para ela. O fosgênio $COC\ell_2$ é usado na obtenção dos policarbonatos, que são plásticos que se aplicam na fabricação de visores para astronautas, vidros à prova de bala e CDs. A amônia, que é bastante solúvel em água e no estado líquido, é utilizada como solvente. O tetracloreto de carbono é um líquido muito pouco reativo, sendo empregado como solvente de óleos, gorduras e ceras. As estruturas dos três compostos citados estão representadas logo a seguir. Com relação à geometria das moléculas I, II e III, na figura, é correto afirmar que:

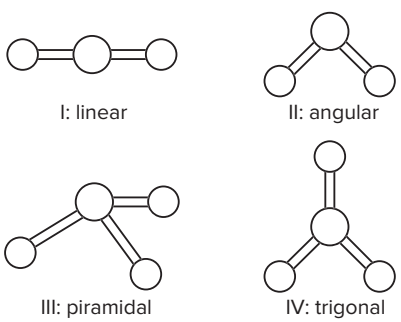
I) 

II)

III) 

a) todas são planas.
b) todas são piramidais.
c) apenas I e II são planas.
d) apenas I é plana.
e) todas são tetraédricas.

45. Unifesp Na figura, são apresentados os desenhos de algumas geometrias moleculares.



SO_3, H_2S e $BeC\ell_2$ apresentam, respectivamente, as geometrias moleculares:

a) III, I e II.
b) III, I e IV.
c) III, II e I.
d) IV, I e II.
e) IV, II e I.

46. Ufam 2020 Considerando as moléculas $SC\ell_2$, SO_3 e $SOC\ell_2$, assinale a alternativa que indica as geometrias dessas moléculas, na ordem dada:

a) Linear, trigonal plana, trigonal piramidal
b) Linear, trigonal piramidal, trigonal plana
c) Angular, trigonal plana, linear
d) Angular, trigonal plana, trigonal piramidal
e) Angular, trigonal piramidal, trigonal plana

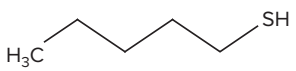
47. Uece A geometria molecular é o arranjo tridimensional dos átomos, que afeta muitas de suas propriedades físicas e químicas, tais como os pontos de fusão e de ebulição, a densidade e o tipo de reações nas quais as moléculas se envolvem. Um composto binário de enxofre, incolor, não inflamável, altamente tóxico, polar é considerado com apenas ligações simples do ponto de vista da teoria da repulsão dos pares de elétrons da camada de valência (RPECV).

Assinale a opção que completa corretamente as lacunas da seguinte afirmação:

O composto é o _____[1] e a geometria de sua molécula é _____[2].

a) dióxido de enxofre[1]/angular[2]
b) sulfeto de hidrogênio[1]/linear[2]
c) sulfeto de sódio[1]/tetraédrica[2]
d) trióxido de enxofre[1]/trigonal plana[2]

48. Unesp A degradação anaeróbica de matéria orgânica contendo enxofre pode levar à formação de substâncias com odores altamente desagradáveis. Dentre essas substâncias estão o gás sulfídrico (H_2S) e as mercaptanas, como a pentamercaptana (1-pentanotiol).



1-pentanotiol

Assinale a alternativa que apresenta corretamente a geometria molecular do gás sulfídrico e a fórmula molecular do 1-pentanotiol.

a) Angular e C_5H_4S.
b) Linear e CH_4S.
c) Angular e CH_4S.
d) Angular e $C_5H_{12}S$.
e) Tetraédrica e $C_5H_{12}S$.

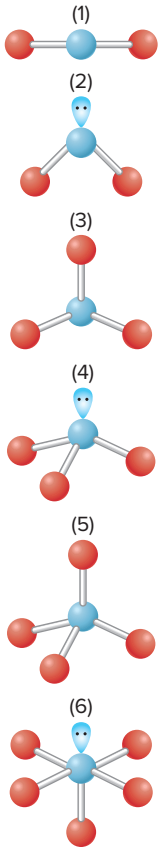
49. FCMSCSP 2023 Resíduos de alimentos podem ser transformados em fonte de energia por meio de fermentação anaeróbia em biodigestores. Nesse processo ocorre a formação de uma mistura de gases rica em metano (CH_4) que contém também vapor de água (H_2O), amônia (NH_3), sulfeto de hidrogênio (H_2S) e dióxido de carbono (CO_2).

Dentre as moléculas gasosas formadas nesse processo, aquela que apresenta ângulo de ligação de 180° é a de

a) água.
b) dióxido de carbono.
c) sulfeto de hidrogênio.
d) metano.
e) amônia.

50. UFRGS 2025 Na coluna da esquerda, a seguir, estão listados compostos moleculares; na da direita, possíveis geometrias moleculares. Considerando que pode haver repetição, associe a coluna da direita à da esquerda.

- $SnC\ell_2$
- NF_3
- $BeC\ell_2$
- SO_3
- $IC\ell_5$
- BF_3



A sequência correta de preenchimento, de cima para baixo, é

a) 1 – 3 – 1 – 4 – 6 – 3.
b) 1 – 3 – 2 – 4 – 5 – 4.
c) 2 – 4 – 1 – 3 – 6 – 4.
d) 2 – 5 – 2 – 4 – 3 – 6.
e) 2 – 4 – 1 – 3 – 6 – 3.

51. **UFJF-MG 2022** Os elementos boro e berílio podem reagir com o gás flúor para formar seus respectivos fluoretos. As fórmulas moleculares e as geometrias para fluoreto de boro e para o fluoreto de berílio são, respectivamente:

a) BF_2 trigonal plana; BeF linear.
b) BF_2 angular; BeF_2 angular.
c) BF_4 tetraédrica; BeF_2 angular.
d) BF_3 trigonal plana; BeF_2 linear.
e) BF_3 trigonal plana; BeF linear.

52. **Mackenzie-SP 2017** Assinale a alternativa que apresenta compostos químicos que possuam geometria molecular, respectivamente, linear, trigonal plana e piramidal.

Dados: número atômico (Z) H = 1, C = 6, N = 7, O = 8, F = 9 e S = 16.

a) H_2O, SO_3 e CH_4.
b) CO_2, SO_3 e NH_3.
c) CH_4, SO_2 e HF.
d) CO_2, SO_2 e NH_3.
e) H_2O, SO_2 e HF.

53. **UPF-RS** Moléculas como a água (H_2O) e a amônia (NH_3) apresentam polaridade acentuada, no entanto moléculas como ($BeC\ell_2$) e ($BC\ell_3$) são apolares. A explicação para esse comportamento se encontra centrada na forma como ocorre a disposição dos átomos ligantes em torno do átomo central, sendo que a forma geométrica da molécula irá depender da configuração eletrônica do átomo central.

Dados: Be [He] $2s^2$ B [He] $2s^2 2p^1$
N [He] $2s^2 2p^3$ O [He] $2s^2 2p^4$

Com relação às moléculas citadas, assinale a alternativa **correta**.

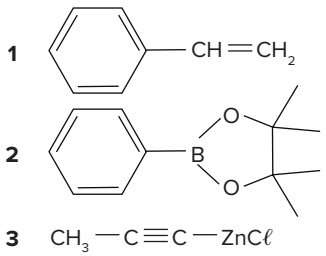
a) A molécula de água apresenta geometria linear com o átomo de oxigênio no centro e formando um ângulo de 180° com os dois átomos de hidrogênio, ao passo que a amônia apresenta geometria trigonal com ângulo de 104°5' entre os átomos de hidrogênio, nitrogênio e hidrogênio.
b) A molécula de amônia apresenta geometria trigonal com o átomo de nitrogênio no centro e formando ângulos de 120° com os átomos de hidrogênio, ao passo que a molécula de água apresenta geometria linear com ângulo de 180° entre os átomos de hidrogênio, oxigênio e hidrogênio.
c) A molécula de amônia apresenta geometria piramidal com o átomo de nitrogênio no centro e formando ângulos de 107° com os átomos de hidrogênio, ao passo que a molécula de água apresenta geometria angular com ângulo de 104°5' entre os átomos de hidrogênio, oxigênio e hidrogênio.
d) A molécula de amônia apresenta geometria piramidal com o átomo de nitrogênio no centro e formando ângulos de 109°28' com os átomos de hidrogênio, ao passo que a molécula de água apresenta geometria linear com ângulo de 104°5' entre os átomos de hidrogênio, oxigênio e hidrogênio.
e) A molécula de água apresenta geometria angular com o átomo de oxigênio formando um ângulo de 104°5' com os dois átomos de hidrogênio, ao passo que a molécula de amônia apresenta geometria trigonal com ângulo de 120° entre os átomos de hidrogênio, nitrogênio e hidrogênio.

54. **EsPCEx-SP** O íon nitrato NO_3^-, a molécula de amônia (NH_3), a molécula de dióxido de enxofre (SO_2) e a molécula de ácido bromídrico (HBr) apresentam, respectivamente, as seguintes geometrias:

Elemento Químico	Número Atômico
N (Nitrogênio)	Z = 7
O (Oxigênio)	Z = 8
H (Hidrogênio)	Z = 1
S (Enxofre)	Z = 16
Br (Bromo)	Z = 35

a) piramidal; trigonal plana; linear; angular.
b) trigonal plana; piramidal; angular; linear.
c) piramidal; trigonal plana; angular; linear.
d) trigonal plana; piramidal; trigonal plana; linear.
e) piramidal; linear; trigonal plana; tetraédrica.

55. **UFRGS** Em 2010, o Prêmio Nobel de Química foi atribuído aos pesquisadores Richard F. Heck, Ei-ichi Negishi e Akira Suzuki. Eles dividiram o prêmio por terem desenvolvido novos métodos que revolucionaram a maneira de se obterem moléculas complexas levando à produção de novos medicamentos e de outros materiais úteis no nosso cotidiano. Esses métodos consistem em acoplar, na presença de um catalisador, um haleto orgânico com uma olefina (Reação de Heck), um organozinco (Reação de Negishi) ou um organoboro (Reação de Suzuki), propiciando a formação de uma nova ligação carbono-carbono.
A seguir são mostrados exemplos de reagentes utilizados nessas reações.



Considere as seguintes afirmações sobre esses exemplos de reagentes.

I. Todos os carbonos do composto 1 apresentam geometria trigonal-plana.
II. No composto 2, o boro apresenta geometria tetraédrica.
III. No composto 3, dois carbonos apresentam geometria linear, e um carbono apresenta geometria tetraédrica.

Quais estão corretas?

a) Apenas I. **c)** Apenas I e II. **e)** I, II e III.
b) Apenas III. **d)** Apenas I e III.

56. **UPE 2018** A letra da música "Buraco de Ozônio", de Duzão Mortimer, deve ser usada para responder a essa questão.

Há um buraco de ozônio sobre sua cabeça,
Este ninguém pode tapar,
Ele pode impedir que as crianças cresçam,
Ele pode te matar.
Clorofluorcarbono, destruindo a camada de ozônio.
O efeito estufa vai fazer você boiar,
Nas águas da calota polar,
Queimando a floresta tropical,
Ou o petróleo na capital.
A gente produz um certo gás,
Aparentemente normal,
Mas quando se acumula em excesso,
Ele pode ser fatal.
Isocianato de metila...
Césio 137...
Monóxido de carbono...
Dióxido de enxofre...
Mercúrio...
Arsênio...
Pois a terra não aguenta tanto lixo,
Combustão e desperdício.

Qual a geometria molecular dos seguintes gases citados na música: clorofluorcarbono (por exemplo, $CFC\ell_3$), monóxido de carbono (CO) e dióxido de enxofre (SO_2)?

Dados: números atômicos – C = 6; F = 9; Cℓ = 17; O = 8; S = 16.

a) Linear, Angular e Tetraédrica.
b) Bipiramidal, Angular e Linear.
c) Trigonal Plana, Bipiramidal e Piramidal.
d) Tetraédrica, Linear e Angular.
e) Angular, Linear e Trigonal Plana.

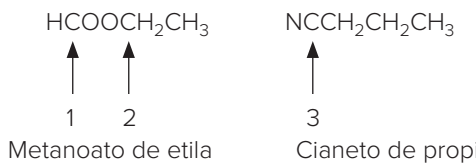
57. **Acafe-SC** Assinale a alternativa que contenha as geometrias das respectivas espécies químicas: água, dióxido de carbono, trióxido de enxofre e fluoreto de berílio.

a) Angular, linear, piramidal, angular.
b) Angular, angular, piramidal, linear.
c) Angular, linear, trigonal plana, linear.
d) Linear, angular, trigonal plana, angular.

58. **UFRGS** A Via Láctea tem gosto de framboesa: astrônomos alemães descobriram metanoato de etila, substância química que dá à framboesa seu sabor característico, em uma nuvem de poeira próxima ao centro da Via Láctea. Mas, se astronautas fossem até lá, não poderiam deliciar-se com ela, pois a nuvem também é formada por cianeto de propila, um veneno letal.

Superinteressante, n. 266, p. 32, jun. 2009.

Observe as fórmulas das substâncias referidas no texto e os carbonos nelas assinalados.



Os carbonos assinalados com os números **1**, **2** e **3** apresentam, respectivamente, geometria molecular do tipo

a) trigonal plana, tetraédrica e linear.
b) linear, trigonal plana e tetraédrica.
c) linear, tetraédrica e linear.
d) trigonal plana, trigonal plana e tetraédrica.
e) tetraédrica, linear e trigonal plana.

59. **Cefet-MG** A disposição espacial de uma molécula pode ser prevista utilizando-se a teoria da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência.
Com base nessa teoria, associe cada molécula a sua respectiva geometria.

Geometrias	Moléculas
1. linear	( ) SO_2
2. angular	( ) CO_2
3. piramidal	( ) $BC\ell_3$
4. tetraédrica	( ) $CHC\ell_3$
5. trigonal plana	

A sequência correta encontrada é

a) 5, 2, 3 e 4.
b) 2, 1, 5 e 4.
c) 1, 5, 4 e 3.
d) 1, 2, 3 e 5.

Polaridade

60. Unioeste-PR 2025 A geometria molecular altera significativamente as propriedades da molécula e dentre os elementos que permitem um alto número de geometria temos o carbono. Moléculas como monóxido de carbono (CO), dióxido de carbono (CO_2) e carbonato de sódio (Na_2CO_3) são isoladas e bem conhecidas. Referentes a estas moléculas, assinale a alternativa CORRETA.

a) O monóxido de carbono é uma molécula polar e o dióxido de carbono é uma molécula apolar.
b) Todas são moléculas polares e possuem apenas ligações covalentes.
c) A geometria adotada pelo carbono em todas as moléculas é do tipo linear.
d) Os oxigênios que se ligam ao carbono formam ligações duplas em todas as moléculas citadas.
e) No dióxido de carbono, a ligação carbono-oxigênio é uma ligação covalente apolar que resulta em uma molécula apolar.

61. UFF-RJ A capacidade que um átomo tem de atrair elétrons de outro átomo, quando os dois formam uma ligação química, é denominada eletronegatividade. Esta é uma das propriedades químicas consideradas no estudo da polaridade das ligações.

Assinale a opção que apresenta, corretamente, os compostos H_2O, H_2S e H_2Se em ordem crescente de polaridade.

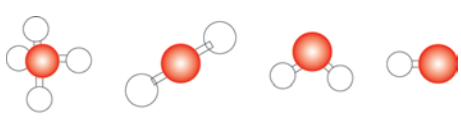
a) $H_2Se < H_2O < H_2S$
b) $H_2S < H_2Se < H_2O$
c) $H_2S < H_2O < H_2Se$
d) $H_2O < H_2Se < H_2S$
e) $H_2Se < H_2S < H_2O$

62. Enem PPL 2018 Em derramamentos de óleo no mar, os produtos conhecidos como "dispersantes" são usados para reduzir a tensão superficial do petróleo derramado, permitindo que o vento e as ondas "quebrem" a mancha em gotículas microscópicas. Estas são dispersadas pela água do mar antes que a mancha de petróleo atinja a costa. Na tentativa de fazer uma reprodução do efeito desse produto em casa, um estudante prepara um recipiente contendo água e gotas de óleo de soja. Há disponível apenas azeite, vinagre, detergente, água sanitária e sal de cozinha.

Qual dos materiais disponíveis provoca uma ação semelhante à situação descrita?

a) Azeite
b) Vinagre
c) Detergente
d) Água sanitária
e) Sal de cozinha

63. Fuvest-SP A figura mostra modelos de algumas moléculas com ligações covalentes entre seus átomos.



Analise a polaridade dessas moléculas, sabendo que tal propriedade depende da:

- diferença de eletronegatividade entre os átomos que estão diretamente ligados. (Nas moléculas apresentadas, átomos de elementos diferentes têm eletronegatividades diferentes.)
- forma geométrica das moléculas.

Observação: eletronegatividade é a capacidade de um átomo para atrair os elétrons da ligação covalente.

Dentre essas moléculas, pode-se afirmar que são polares apenas:

a) A e B.
b) A e C.
c) A, C e D.
d) B, C e D.
e) C e D.

64. UPE/SSA 2022 O Prêmio Nobel de Química de 1918 foi concedido a Fritz Haber, por ter desenvolvido a síntese da amônia a partir das substâncias simples. Quanto a esse processo, assinale a alternativa CORRETA.

a) Os compostos envolvidos são polares.
b) Os compostos envolvidos são apolares.
c) A síntese parte de substâncias polares, produzindo uma substância apolar.
d) A síntese parte de substâncias apolares, produzindo uma substância polar.
e) A síntese parte de uma mistura de uma substância polar e outra apolar, resultando em uma substância apolar.

65. Unesp O efeito estufa resulta principalmente da absorção da radiação infravermelha, proveniente da radiação solar, por moléculas presentes na atmosfera terrestre. A energia absorvida é armazenada na forma de energia de vibração das moléculas. Uma das condições para que uma molécula seja capaz de absorver radiação infravermelha é que ela seja polar. Com base apenas neste critério, dentre as moléculas O_2, N_2 e H_2O, geralmente presentes na atmosfera terrestre, contribuem para o efeito estufa:

a) O_2, apenas.
b) H_2O, apenas.
c) O_2 e N_2, apenas.
d) H_2O e N_2, apenas.
e) N_2, apenas.

66. IFSul-RS 2019 Observe a figura abaixo.

Disponível em: http://piadasnerds.etc.br/wp-content/uploads/2015/08/Polar.png/acessado em 27/08/2018. Acesso em: 30 ago. 2018.

Qual molécula abaixo apresenta a mesma característica da água, em termos de polaridade?

a) $CC\ell_4$.
b) NH_3.
c) CO_2.
d) H_2.

FRENTE 1

67. **UEPG-PR 2019** O avental de um técnico de laboratório contém manchas roxas de iodo I_2 e azuis de cloreto de cobre II. A simples lavagem com água eliminou apenas as manchas azuis. Com base nas informações, assinale o que for correto.

Dados: I (Z = 53), Cu (Z = 29), O (Z = 8), H (Z = 1), Cℓ (Z = 17), C (Z = 6)

01 O cloreto de cobre II é um composto iônico que é solúvel em água.
02 O iodo é uma substância apolar que é insolúvel na água.
04 A fórmula do cloreto de cobre II é $CuC\ell_2$.
08 A interação que existe entre as moléculas de iodo é do tipo dipolo-dipolo.
16 A mancha de iodo pode ser removida com tetracloreto de carbono.

Soma:

68. **Mackenzie-SP 2018** Assinale (V) para verdadeiro e (F) para falso, para as afirmações abaixo.

( ) Os metais apresentam alta condutividade elétrica, mas baixa condutividade térmica.
( ) O bronze é uma liga formada por cobre e estanho.
( ) Compostos iônicos conduzem corrente elétrica em meio aquoso e quando fundidos.
( ) A ligação covalente ocorre entre metais e não metais. O KBr é um exemplo.
( ) O dióxido de carbono é uma molécula apolar, mas que possui ligações covalentes polares.

A sequência correta de preenchimento, de cima para baixo, é:

a) F, F, V, F e V.
b) F, V, V, F e V.
c) V, F, V, F e V.
d) F, F, V, F e F.
e) V, V, F, V e F.

69. **EsPCEx-SP 2017** Compostos contendo enxofre estão presentes, em certo grau, em atmosferas naturais não poluídas, cuja origem pode ser: decomposição de matéria orgânica por bactérias, incêndio de florestas, gases vulcânicos etc. No entanto, em ambientes urbanos e industriais, como resultado da atividade humana, as concentrações desses compostos são altas. Dentre os compostos de enxofre, o dióxido de enxofre (SO_2) é considerado o mais prejudicial à saúde, especialmente para pessoas com dificuldade respiratória.

BROWN, T. L. *et al.*, *Química: a ciência central*. 9. ed. São Paulo: Pearson, 2007. (Adapt.)

Em relação ao composto SO_2 e sua estrutura molecular, pode-se afirmar que se trata de um composto que apresenta

Dados: números atômicos: S = 16; O = 8

a) ligações covalentes polares e estrutura com geometria espacial angular.
b) ligações covalentes apolares e estrutura com geometria espacial linear.
c) ligações iônicas polares e estrutura com geometria espacial trigonal plana.
d) ligações covalentes apolares e estrutura com geometria espacial piramidal.
e) ligações iônicas polares e estrutura com geometria espacial linear.

70. **Udesc 2016** O consumo cada vez maior de combustíveis fósseis tem levado a um aumento considerável da concentração de dióxido de carbono na atmosfera, o que acarreta diversos problemas, dentre eles o efeito estufa.
Com relação à molécula de dióxido de carbono, é **correto** afirmar que:

a) é apolar e apresenta ligações covalentes apolares.
b) é polar e apresenta ligações covalentes polares.
c) os dois átomos de oxigênio estão ligados entre si por meio de uma ligação covalente apolar.
d) é apolar e apresenta ligações covalentes polares.
e) apresenta quatro ligações covalentes apolares.

71. **Udesc** Os tipos de ligações químicas dos compostos: NH_3; CO_2; Fe_2O_3; $C\ell_2$; KI são, respectivamente:

a) covalente polar, covalente polar, iônica, covalente apolar, iônica.
b) covalente apolar, iônica, covalente polar, covalente apolar, iônica.
c) covalente apolar, covalente polar, iônica, covalente apolar, iônica.
d) covalente polar, covalente apolar, iônica, covalente polar, iônica.
e) covalente polar, covalente apolar, iônica, covalente apolar, covalente polar.

72. **UEPG/PSS-PR 2023** A eletronegatividade pode ser definida como a capacidade de um átomo de atrair os elétrons compartilhados em uma ligação química. Na tabela periódica, essa capacidade aumenta ao longo do período, da esquerda para a direita, até a coluna 17 e diminui ao longo do grupo. Baseando-se nessas informações, assinale o que for correto.

01 A eletronegatividade é uma propriedade periódica.
02 Os halogênios são, comparativamente, os elementos mais eletronegativos da tabela periódica.
04 A ligação química entre dois átomos iguais é classificada como ligação apolar.
08 As ligações H—O—H, na água, são do tipo apolar.

Soma:

73. **Cefet-MG 2016** Sobre as características do dióxido de enxofre (SO_2), afirma-se que:

I. apresenta geometria angular.
II. apresenta ligações covalentes.
III. corresponde a um óxido básico.
IV. corresponde a uma molécula apolar.

São corretas apenas as afirmações

a) I e II.
b) I e IV.
c) II e III.
d) III e IV.

74. **EsPCEx-SP 2016** O carvão e os derivados do petróleo são utilizados como combustíveis para gerar energia para maquinários industriais. A queima destes combustíveis libera grande quantidade de gás carbônico como produto.

Em relação ao gás carbônico, são feitas as seguintes afirmativas:

I. é um composto covalente de geometria molecular linear.

II. apresenta geometria molecular angular e ligações triplas, por possuir um átomo de oxigênio ligado a um carbono.

III. é um composto apolar.

Das afirmativas apresentadas, está(ão) correta(as)

a) apenas II.
b) apenas I e II.
c) apenas I e III.
d) apenas II e III.
e) todas.

75. **PUC-Minas** As ligações covalentes podem ser classificadas em dois tipos: ligações covalentes polares e ligações covalentes apolares. Observando a polaridade das ligações e a geometria da molécula, somos capazes de verificar se uma molécula será polar ou apolar. Com base nisso, assinale a opção que apresenta moléculas exclusivamente apolares.

a) $HC\ell$, NO_2 e O_2
b) $C\ell_2$, NH_3 e CO_2
c) $C\ell_2$, $CC\ell_4$ e CO_2
d) $CC\ell_4$, BF_3 e H_2SO_4

76. **Acafe-SC** Assinale a alternativa que contém as respectivas geometrias e polaridades das espécies químicas abaixo.

SO_2; SO_3; H_2O e H_2Be

a) SO_2: angular e polar; SO_3: piramidal e polar; H_2O: angular e polar e H_2Be: linear e apolar.
b) SO_2: angular e polar; SO_3: trigonal plana e apolar; H_2O: angular e polar e H_2Be: angular e polar.
c) SO_2: angular e polar; SO_3: trigonal plana e apolar; H_2O: angular e polar e H_2Be: linear e apolar.
d) SO_2: linear e apolar; SO_3: piramidal e polar; H_2O: linear e apolar e H_2Be: angular e polar.

77. **UEA-AM** A queima de florestas é uma das imagens mais negativas do Brasil no exterior. Durante a queima são liberadas toneladas de gás carbônico (CO_2), um dos gases do efeito estufa. A derrubada de florestas altera o equilíbrio ecológico da região, interferindo no ciclo das chuvas (precipitação de H_2O) e na fertilidade do solo. Pode-se afirmar corretamente que as geometrias moleculares e as polaridades das moléculas de água e de gás carbônico são, respectivamente,

a) linear e polar; angular e apolar.
b) angular e apolar; linear e apolar.
c) angular e polar; linear e polar.
d) angular e polar; linear e apolar.
e) linear e apolar; angular e polar.

78. **UEM-PR** A partir dos conceitos da "Teoria de repulsão dos pares de elétrons de valência", assinale a(s) alternativa(s) **correta(s)** a respeito da geometria e da polaridade das moléculas.

01 As moléculas de dióxido de carbono, dissulfeto de carbono e difluoreto de xenônio são lineares e apolares.
02 As moléculas de trióxido de enxofre e de trifluoreto de boro não são lineares e, portanto, são polares.
04 As moléculas de água e de amônia apresentam pares de elétrons livres e polaridade diferente de zero.
08 Por apresentarem geometria tetraédrica, as moléculas de metano, de clorometano, de diclorometano, de clorofórmio e de tetracloreto de carbono são todas apolares.
16 Todas as moléculas diatômicas são lineares, sendo apolares quando compostas de 2 átomos iguais e polares quando compostas de 2 átomos diferentes.

Soma:

79. **UFSM-RS** Um dos principais desafios mundiais, nos dias de hoje, é obter água de boa qualidade. É a água uma molécula simples, mas fundamental para a sobrevivência humana.

A água é uma molécula que possui geometria _____; por isso, é _____.

Assinale a alternativa que completa corretamente as lacunas.

a) linear – polar
b) linear – apolar
c) angular – polar
d) angular – apolar
e) piramidal – polar

80. **UEM-PR** Utilizando o modelo de repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência (VSEPR), assinale a(s) alternativa(s) que apresenta(m) uma **correta** descrição da geometria e da polaridade das moléculas.

01 Amônia: piramidal, polar.
02 Trióxido de enxofre: trigonal plana, apolar.
04 Dióxido de carbono: angular, apolar.
08 Cloreto de metila: piramidal, polar.
16 Ácido cianídrico: linear, polar.

Soma:

Forças intermoleculares

81. **UEPG/PSS-PR 2023** Com relação às forças intermoleculares existentes entre as moléculas, assinale o que for correto.

01 No HCN líquido, as atrações intermoleculares são do tipo dipolo-dipolo, pois essa é uma molécula polar.
02 As moléculas de CO_2 apresentam interações intermoleculares do tipo dipolo induzido ou força de London, que ocorrem em moléculas apolares.
04 As moléculas de I_2 apresentam interações do tipo dipolo-dipolo.
08 As moléculas de $HC\ell$ apresentam ligações de hidrogênio.

Soma:

82. PUC-RS Para responder à questão, numere a coluna B, que contém algumas fórmulas de substâncias químicas, de acordo com a coluna A, na qual estão relacionados tipos de atrações intermoleculares.

Coluna A

1. pontes de hidrogênio
2. dipolo induzido-dipolo induzido
3. dipolo-dipolo

Coluna B

( ) HF
( ) $C\ell_2$
( ) CO_2
( ) NH_3
( ) $HC\ell$

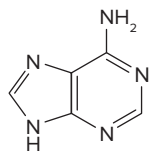
A numeração correta da coluna B, de cima para baixo, é:

a) 1 – 3 – 3 – 2 – 1
b) 2 – 1 – 1 – 3 – 2
c) 1 – 2 – 2 – 1 – 3
d) 3 – 1 – 1 – 2 – 3
e) 3 – 2 – 3 – 1 – 1

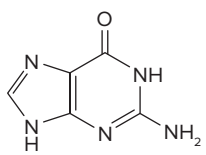
83. Uece 2024 Assinale a opção que apresenta somente compostos com ligações intermoleculares do tipo ponte de hidrogênio.

a) hidreto de arsênio, ácido fluorídrico
b) ácido telurídrico, metilamina
c) metilamina, ácido fluorídrico
d) metano, hidreto de arsênio

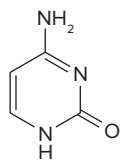
84. Unesp 2019 Para responder à questão, analise as fórmulas estruturais de bases nitrogenadas que compõem o DNA e os símbolos empregados para representá-las.



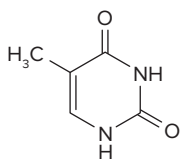
adenina (A)



guanina (G)



citosina (C)



timina (T)

Os pareamentos das bases na dupla-hélice da molécula de DNA ocorrem por meio de

a) ligações covalentes simples.
b) ligações covalentes duplas.
c) ligações de hidrogênio.
d) ligações iônicas.
e) forças de London.

85. Uece 2018 Quando o etanol passa do estado líquido para o estado gasoso, são rompidas ligações:

a) de hidrogênio.
b) covalente apolares.
c) covalente polares.
d) dipolo induzido – dipolo induzido.

86. Famerp-SP 2021 A natureza das ligações intermoleculares define as propriedades das substâncias. Ocorre quebra de ligações intermoleculares em uma substância simples no processo representado pela equação:

a) $C(gr) \rightarrow C(d)$
b) $O_2(\ell) \rightarrow O_2(g)$
c) $2\ H_2O(\ell) \rightarrow 2\ H_2(g) + O_2(g)$
d) $CO_2(s) \rightarrow CO_2(g)$
e) $I_2(g) \rightarrow I_2(s)$

87. Enem 2017 Partículas microscópicas existentes na atmosfera funcionam como núcleos de condensação de vapor de água que, sob condições adequadas de temperatura e pressão propiciam a formação das nuvens e consequentemente das chuvas. No ar atmosférico, tais partículas são formadas pela reação de ácidos (HX) com a base NH_3, de forma natural ou antropogênica, dando origem a sais de amônio (NH_4X), de acordo com a equação química genérica:

$$HX(g) + NH_3(g) \rightarrow NH_4X(s)$$

FELIX, E. P.; CARDOSO, A. A. Fatores ambientais que afetam a precipitação úmida. *Química Nova na Escola*, n. 21, maio de 2005 (adaptado).

A fixação de moléculas de vapor de água pelos núcleos de condensação ocorre por:

a) ligações iônicas.
b) interações dipolo-dipolo.
c) interações dipolo-dipolo induzido.
d) interações íon-dipolo.
e) ligações covalentes.

88. UFRGS 2016 Em 2015, pesquisadores comprimiram o gás sulfeto de hidrogênio (H_2S), em uma bigorna de diamantes até 1,6 milhão de vezes à pressão atmosférica, o suficiente para que sua resistência à passagem da corrente elétrica desaparecesse a −69,5 °C. A experiência bateu o recorde de "supercondutor de alta temperatura" que era −110 °C, obtido com materiais cerâmicos complexos.

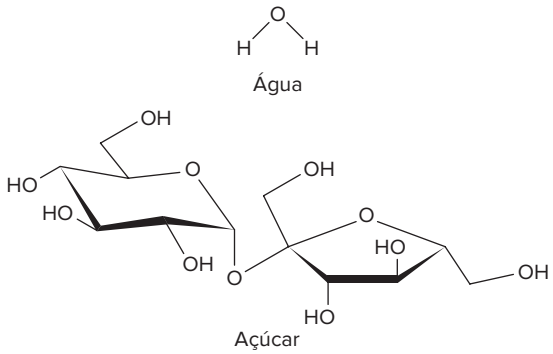
Assinale a afirmação abaixo que justifica corretamente o fato de o sulfeto de hidrogênio ser um gás na temperatura ambiente e pressão atmosférica, e a água ser líquida nas mesmas condições.

a) O sulfeto de hidrogênio tem uma massa molar maior que a da água.
b) O sulfeto de hidrogênio tem uma geometria molecular linear, enquanto a água tem uma geometria molecular angular.
c) O sulfeto de hidrogênio é mais ácido que a água.
d) A ligação S—H é mais forte que a ligação O—H.
e) As ligações de hidrogênio intermoleculares são mais fortes com o oxigênio do que com o enxofre.

89. Uece 2016 O ponto de ebulição do álcool etílico é 78,15 °C e o do éter metílico é −24,8 °C. Isso ocorre quando as forças intermoleculares do álcool etílico são maiores porque

a) ele apresenta ligações de hidrogênio.
b) é um composto covalente polar.
c) sua massa molecular é maior do que a do éter metílico.
d) ele apresenta moléculas de maior simetria.

90. Enem PPL 2020 Um princípio importante na dissolução de solutos é que semelhante dissolve semelhante. Isso explica, por exemplo, o açúcar se dissolver em grandes quantidades na água, ao passo que o óleo não se dissolve.



A dissolução na água, do soluto apresentado, ocorre predominantemente por meio da formação de

a) ligações iônicas.
b) ligações covalentes.
c) interações íon-dipolo.
d) ligações de hidrogênio.
e) interações hidrofóbicas.

91. Udesc 2025 As forças intermoleculares são fundamentais para o entendimento das interações que acontecem em uma substância, de seu estado físico e de seu comportamento frente a outras substâncias. Considere o cloreto de sódio nas diferentes situações apresentadas, e assinale a alternativa correta.

a) Ao adicionar NaCℓ na água não haverá interação entre essas substâncias, pois as moléculas de água interagem entre si a partir das ligações de hidrogênio, que são interações muito fortes.
b) Ao adicionar NaCℓ na água haverá interação do tipo íon-dipolo, entre os íons Na^+ e $C\ell^-$ do NaCℓ com a água que é uma molécula polar.
c) Ao observar o cloreto de sódio em temperatura ambiente e pressão atmosférica de 1 atm, verifica-se que ele é um composto iônico sólido, pois os íons Na^+ e $C\ell^-$ encontram-se bem separados, devido a quase não existir forças atrativas entre eles.
d) Ao ser adicionado em água, o NaCℓ pode se dissociar em íons, devido à ligação covalente apolar que existe entre os átomos de Na e Cℓ que possuem, respectivamente, 1 elétron e 7 elétrons na camada de valência.
e) O NaCℓ não pode conduzir eletricidade em meio aquoso e em estado líquido, pois os íons não possuem mobilidade para que tal fenômeno seja observado nessa situação.

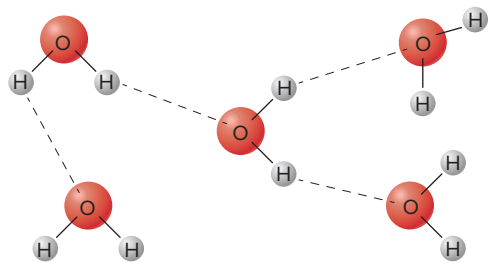
92. FMP-RJ 2021 O ácido clorídrico ou cloreto de hidrogênio (HCℓ) é um importante reagente químico industrial utilizado na produção de plásticos e no processamento de couro. Na indústria alimentar, o ácido clorídrico é empregado como aditivo alimentar e na produção de gelatina.
A menos que seja pressurizado ou resfriado, o ácido clorídrico se transformará em gás se houver cerca de 60% ou menos de água.
A solubilidade desse ácido em 80% de água se origina da formação de interações moleculares do tipo

a) covalente
b) ligação de hidrogênio
c) dipolo-induzido
d) iônica
e) dipolo-dipolo

93. Uece 2016 Em 1960, o cientista alemão Uwe Hiller sugeriu que a habilidade das lagartixas de caminhar nas paredes e no teto era por conta de forças de atração e repulsão entre moléculas das patas da lagartixa e as "moléculas" da parede, as chamadas forças de Van der Waals. Esta hipótese foi confirmada em 2002 por uma equipe de pesquisadores de Universidades da Califórnia. Sobre as Forças de Van de Waals, assinale a afirmação verdadeira.

a) Estão presentes nas ligações intermoleculares de sólidos, líquidos e gases.
b) Só estão presentes nas ligações de hidrogênio.
c) Também estão presentes em algumas ligações interatômicas.
d) São forças fracamente atrativas presentes em algumas substâncias como o neônio, o cloro e o bromo.

94. UEA-AM 2024 A água (H_2O) apresenta forças intermoleculares, isto é, interações entre as moléculas, tais quais as representadas na figura por meio das linhas tracejadas.

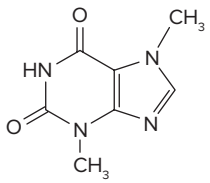


(www.usgs.gov. Adaptado.)

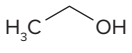
A substância que apresenta o mesmo tipo de força intermolecular que a água é a representada pela fórmula:

a) CO_2
b) HCℓ
c) CH_4
d) SO_2
e) NH_3

95. UEA-AM 2025 Para a extração da teobromina presente nas sementes do cupuaçu, fruto da planta *Theobroma grandiflorum*, emprega-se etanol como solvente. As fórmulas estruturais da teobromina e do etanol são mostradas nas figuras.



teobromina



etanol

A principal força intermolecular entre as moléculas de teobromina e etanol é a

a) interação dipolo induzido – dipolo induzido.
b) ligação de hidrogênio.
c) interação dipolo – dipolo induzido.
d) interação dipolo – dipolo.
e) interação íon – dipolo.

96. UEPG-PR 2022 Dadas as seguintes substâncias de fórmulas moleculares:

I. CH_4
II. H_2S
III. H_2O
IV. NH_3

Em relação às estruturas moleculares, às forças intermoleculares e às propriedades físicas existentes nessas substâncias, assinale o que for correto.

01 A substância com o maior ponto de ebulição é H_2O, pois apresenta forças intermoleculares fortes do tipo ligação de hidrogênio.
02 Todas essas moléculas são polares.
04 A substância com o menor ponto de ebulição é o CH_4, pois apresenta forças intermoleculares fracas, do tipo dipolo induzido-dipolo induzido.
08 O CH_4 e o NH_3 apresentam estruturas moleculares tetraédricas.
16 O H_2S deve apresentar um maior ponto de ebulição que o NH_3.

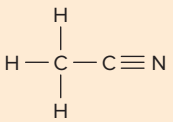
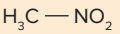
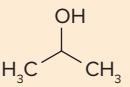
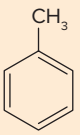
Soma: _____

97. Cefet-MG Associe os compostos a seus respectivos tipos de geometria e de interações intermoleculares.

Compostos	Geometrias	Interações
_____ CO_2	A – linear	1 – ligação de hidrogênio
_____ NH_3	B – angular	2 – dipolo permanente
_____ SO_2	C – piramidal	3 – dipolo induzido
_____ $B(CH_3)_3$	D – tetraédrica	
	E – trigonal plana	

a) A3, C1, B2, E3.
b) A2, B1, B3, C2.
c) B3, E2, A2, D3.
d) B3, C1, A2, D2.
e) B2, D2, A3, C1.

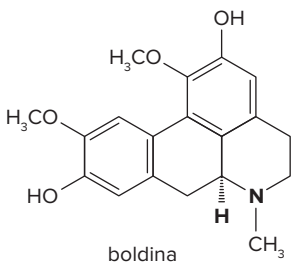
98. FCMSCSP 2023 Analise o quadro que apresenta as fórmulas estruturais de substâncias líquidas, em temperatura ambiente, que são empregadas como solventes em sínteses orgânicas.

Substância	Fórmula estrutural
1	
2	
3	
4	

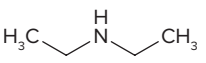
Dentre as substâncias apresentadas no quadro, aquelas que, quando misturadas, apresentam interação por ligação de hidrogênio são as de números

a) 2 e 3.
b) 1 e 4.
c) 1 e 2.
d) 2 e 4.
e) 3 e 4.

99. Famerp-SP 2025 As folhas de boldo (*Peumus boldus M.*) são utilizadas para a preparação de infusões recomendadas para alívio de desconfortos gástricos. O princípio ativo presente nas folhas de boldo é a boldina ($C_{19}H_{21}O_4N$) e, em laboratório químico, essa substância é solubilizada, em temperatura ambiente, no solvente líquido dietilamina.



boldina



dietilamina

A principal interação intermolecular que se estabelece entre a boldina e a dietilamina na solução é a

a) interação dipolo permanente – dipolo permanente.
b) interação íon – dipolo permanente.
c) interação dipolo permanente – dipolo induzido.
d) ligação de hidrogênio.
e) ligação iônica.

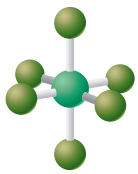
100. UEA-AM 2024 O etanol (C_2H_5OH) dissolvido em água (H_2O) com concentração 70%, na forma de solução aquosa ou de gel, é empregado como antisséptico de mãos e superfícies. A eficácia da ação antisséptica do etanol é mais alta nessa concentração do que no etanol puro, pois, se puro, ele se volatiliza muito rápido. O nome da principal força de interação entre as moléculas do etanol e da água é

a) ligação de hidrogênio.
b) ligação peptídica.
c) ligação covalente.
d) força de London.
e) dipolo-dipolo.

Hibridação dos orbitais s, p e d

Vimos que a hibridação explica com clareza a formação das ligações que envolvem orbitais s e p. Para os elementos do terceiro período e seguintes, contudo, nem sempre podemos explicar a geometria molecular se admitirmos apenas a hibridização dos orbitais s e p. Para compreender a formação de moléculas com geometria bipiramidal ou octaédrica, por exemplo, teremos de introduzir orbitais d no conceito de hibridização.

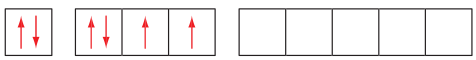
Considere a molécula de SF_6 de geometria octaédrica como exemplo.



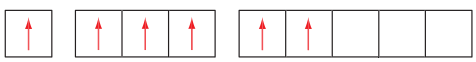
SF_6

sp^3d^2 lê-se "s-p três d dois"

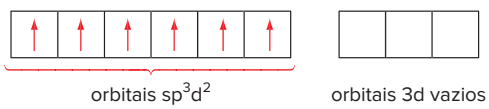
A configuração eletrônica no estado fundamental do enxofre é $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$. Focando apenas os elétrons de valência, temos o diagrama orbital:



Como o nível 3d tem energia bastante próxima dos níveis 3s e 3p, podemos promover um elétron s e um elétron p para dois orbitais 3d:



A mistura dos orbitais 3s com os orbitais 3p e com os dois orbitais 3d gera seis orbitais híbridos sp^3d^2:

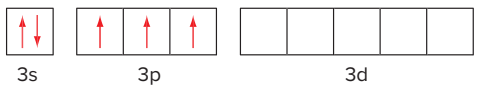


As seis ligações S — F são formadas pela sobreposição dos orbitais híbridos do átomo S aos orbitais 2p dos átomos de F. Uma vez que há 12 elétrons ao redor do átomo de S, a regra do octeto é violada. A utilização de orbitais d, além dos orbitais s e p, para formar um octeto expandido é um exemplo de expansão da camada de valência. Ao contrário do que acontece com os elementos do terceiro período, os elementos do segundo período não possuem níveis 2d, assim, nunca poderão expandir as suas camadas de valência. Consequentemente, os átomos dos elementos do segundo período nunca podem ser rodeados por mais de oito elétrons nos seus compostos.

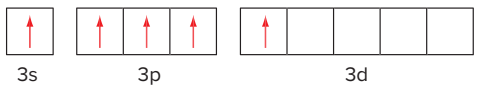
Observe o exemplo de um caso de expansão da camada de valência de um elemento do terceiro período.

Considere a molécula do PBr_5.

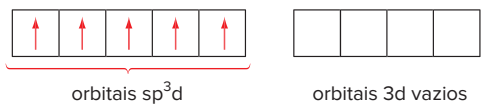
A configuração eletrônica no estado fundamental do fósforo é $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$. Focando apenas os elétrons de valência, temos o diagrama orbital:



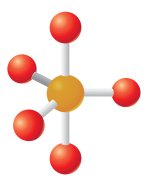
Se promovermos um elétron do 3s para um orbital 3p, obtemos o seguinte estado excitado:



A mistura de um orbital 3s com três orbitais 3p e um orbital 3d gera cinco orbitais híbridos sp^3d:



Esses orbitais híbridos se sobrepõem aos orbitais 4p do Br para formar cinco ligações covalentes P — Br. Como não há pares isolados no átomo de P, a geometria da molécula de PBr_5 será bipiramidal.

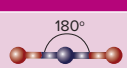
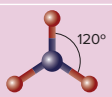
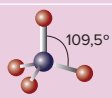
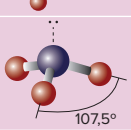


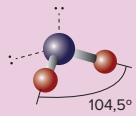
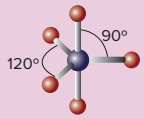
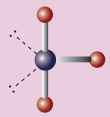
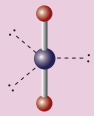
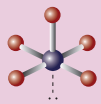
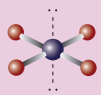
PBr_5

CHANG, Raymond; GOLDSBY, Kenneth A. *Química*. 11. ed. [*S. l.*]: Amgh, 2013. p. 440-442. (Adapt.).

Geometrias moleculares segundo a teoria VSEPR

A tabela a seguir ilustra as geometrias de acordo com a **teoria da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência (VSEPR)** para moléculas com até seis pares de elétrons em torno do átomo central.

Número de pares de elétrons no átomo central	Número de pares de elétrons isolados	Geometria molecular	
2	0		Linear
3	0		Trigonal plana
4	0		Tetraédrica
4	1		Piramidal

Número de pares de elétrons no átomo central	Número de pares de elétrons isolados	Geometria molecular	
4	2		Angular
5	0		Bipiramidal
5	1		Gangorra
5	2		T
5	3		Linear
6	0		Octaédrica
6	1		Pirâmide tetragonal
6	2		Quadrado planar

Texto elaborado para fins didáticos.

Veja os principais assuntos e conceitos trabalhados neste capítulo acessando a seção **Resumindo** no livro digital, na Plataforma Poliedro.

Quer saber mais?

Textos

Os fulerenos e sua espantosa geometria molecular. Disponível em: http://p.p4ed.com/OSQIF.
Artigo que trata das principais características dos fulerenos e suas aplicações.
Acesso em: 4 jun. 2025.

Interações intermoleculares. Disponível em: http://p.p4ed.com/YEPRM.
Artigo que apresenta informações sobre os tipos de interações intermoleculares e mostra como o entendimento das interações pode auxiliar na explicação sobre propriedades macroscópicas dos materiais.
Acesso em: 4 jun. 2025.

Exercícios complementares

Ligações químicas

1. IFSul-RS 2016 Para o processo de purificação da água, são adicionadas substâncias como sulfato de alumínio, $(A\ell_2SO_4)_3$, para formação de flocos com a sujeira da água; cloro, $C\ell_2$, para desinfecção; óxido de cálcio, CaO, para ajuste de pH, e flúor, F_2, para prevenção de cáries.
O tipo de ligação que une os elementos das substâncias utilizadas no processo de purificação da água é
a) covalente/iônica, iônica, covalente e iônica.
b) covalente/iônica, covalente, covalente e iônica.
c) iônica/covalente, covalente, iônica e covalente.
d) iônica/covalente, iônica, iônica, covalente.

2. IFCE 2024 Considere um óxido formado pelo elemento químico hipotético X e, obviamente, pelo átomo de oxigênio. Uma vez que o oxigênio é um elemento da família dos calcogênios e que o elemento X possui número atômico 20, corresponde ao tipo de óxido resultante da combinação de ambos:
a) XO, covalente.
b) XO, iônico.
c) XO_2, iônico.
d) XO_2, covalente.
e) X_2O, iônico.

3. IFPE 2020

Em camundongos, dieta rica em sal piora memória e causa falta de atenção

Sal rosa, marinho e *light* são melhores? Do ponto de vista fisiológico, sal é sal. O gosto pode ser diferente devido a outras substâncias presentes em cada tipo. No entanto, essas substâncias diferentes presentes em cada sal apenas dão sabor, não existem em quantidades suficientes para fazer diferença do ponto de vista nutricional. Já o sal *light* tem diferentes percentuais de cloreto de potássio misturado com cloreto de sódio ou até 100% de cloreto de potássio. Mas o potássio não deve ser usado por pessoas com problemas renais graves.

Em camundongos, dieta rica em sal piora memória e causa falta de atenção. Disponível em: https://www.uol.com.br/vivabem/noticias/redacao/2019/10/26/em-camundongos-dieta-rica-em-sal-piora-memoria-e-causa-falta-de-atencao.htm. Acesso em: 27 out. 2019.

Sobre o cloreto de sódio, é CORRETO afirmar que
a) possui fórmula química $NaC\ell_2$ e possui cor branca, enquanto o $KC\ell_2$ é de cor rosa.
b) há, em sua estrutura, íons de sódio e de cloro combinados, formando uma rede cristalina.
c) não sofre dissociação nem conduz eletricidade quando dissolvido em água.
d) é constituído somente por elementos ametais e forma ligações covalentes polares.
e) é, diferentemente do cloreto de potássio, insolúvel em água e solúvel em solventes como acetona e éter.

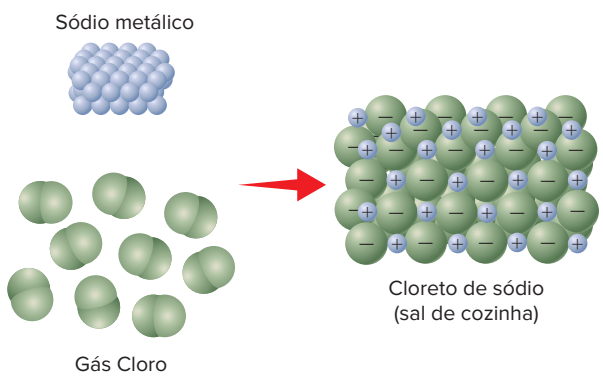
4. Famerp-SP 2023 A carga comum dos íons mononucleares de elementos representativos é uma propriedade periódica e está relacionada com a distribuição eletrônica de cada elemento. As fórmulas de alguns ânions polinucleares estão representadas na tabela.

Ânions	Sulfato	Hidroxila	Carbonato
Fórmulas	SO_4^{2-}	OH^-	CO_3^{2-}

A partir da Classificação Periódica e das informações fornecidas, as fórmulas dos compostos iônicos sulfato de alumínio, hidróxido de alumínio, carbonato de lítio e fluoreto de cálcio são, respectivamente,
a) $A\ell SO_4$, $A\ell OH$, $LiCO_3$, CaF
b) $A\ell_2(SO_4)_3$, $A\ell(OH)_3$, Li_2CO_3, CaF_2
c) $A\ell_3SO_4$, $A\ell(OH)_2$, Li_3CO_3, CaF_2
d) $A\ell(SO_4)_3$, $A\ell(OH)_3$, $Li(CO_3)_2$, Ca_2F
e) $A\ell_2(SO_4)_3$, $A\ell(OH)_2$, Li_2CO_3, Ca_2F

5. IFPE 2019 Sobre o composto químico cloreto de sódio, ilustrado a seguir, assinale a única afirmativa CORRETA.

Dados: números atômicos: Na = 11; Cℓ = 17.



BRADY, James E.; SENESE, F. *Chemistry*: matter and its changes. Disponível em: https://theeye.eu/public/WorldTracker.org/College%20Books/Chemistry/c02.pdf. Acesso em: 5 set. 2018.

a) A união dos elementos para formar o sal de cozinha confere ao produto características próprias que são diferentes das propriedades originais dos seus reagentes.
b) O cloreto de sódio sólido é constituído por cátions de sódio e ânions de cloreto, ambos bivalentes, formando retículos cristalinos iônicos.
c) É um composto caracterizado por ser um bom condutor de eletricidade quando dissolvido em água ou em seu estado sólido normal.
d) Apresenta baixos pontos de fusão e de ebulição decorrentes da fraca intensidade de suas ligações, que rompem em temperatura ligeiramente superior a do ambiente.
e) Os íons são formados quando elétrons são transferidos de átomos de alta eletronegatividade para átomos de alta eletropositividade, nessa ordem.

6. Fatec-SP 2017 Leia o texto para responder à questão.
Cinco amigos estavam estudando para a prova de Química e decidiram fazer um jogo com os elementos da Tabela Periódica:

- cada participante selecionou um isótopo dos elementos da Tabela Periódica e anotou sua escolha em um cartão de papel;
- os jogadores Fernanda, Gabriela, Júlia, Paulo e Pedro decidiram que o vencedor seria aquele que apresentasse o cartão contendo o isótopo com o maior número de nêutrons.

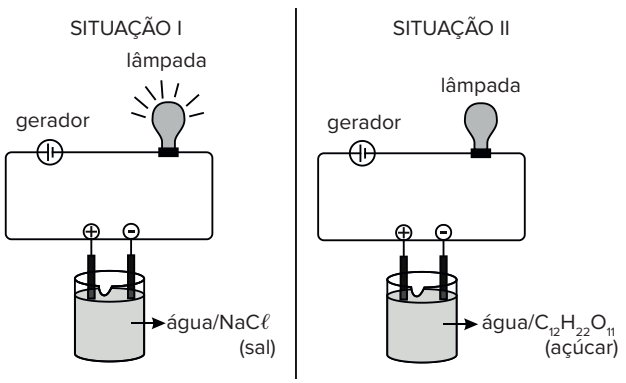
Os cartões foram, então, mostrados pelos jogadores.

Fernanda	Gabriela	Júlia	Paulo	Pedro
$^{56}_{26}Fe$	$^{16}_{8}O$	$^{40}_{20}Ca$	$^{7}_{3}Li$	$^{35}_{17}C\ell$

A ligação química que ocorre na combinação entre os isótopos apresentados por Júlia e Pedro é

a) iônica, e a fórmula do composto formado é $CaC\ell$.
b) iônica, e a fórmula do composto formado é $CaC\ell_2$.
c) covalente, e a fórmula do composto formado é $C\ell Ca$.
d) covalente, e a fórmula do composto formado é $Ca_2C\ell$.
e) covalente, e a fórmula do composto formado é $CaC\ell_2$.

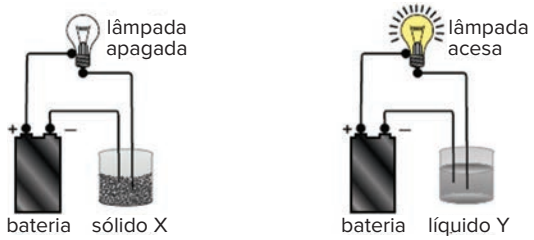
7. Cefet-MG Considere o esquema a seguir.



Em relação às situações apresentadas, afirma-se, corretamente, que em

a) I a lâmpada está acesa, devido à capacidade de condução de calor.
b) II a lâmpada está apagada, porque o açúcar é insolúvel na água.
c) II a lâmpada está apagada, pois o açúcar é uma substância composta.
d) I a lâmpada está acesa, devido à movimentação dos íons presentes na solução.

8. Uefs-BA 2018 A figura mostra o resultado de um teste de condutibilidade elétrica realizada com um sólido X e um líquido Y.



O sólido X e o líquido Y utilizados nesse teste podem ter sido, respectivamente,

a) cloreto de sódio e mercúrio metálico.
b) prata metálica e solução aquosa de cloreto de sódio.
c) cloreto de sódio e tetracloreto de carbono.
d) prata metálica e mercúrio metálico.
e) sacarose e tetracloreto de carbono.

9. Fuvest-SP 2016 Existem vários modelos para explicar as diferentes propriedades das substâncias químicas, em termos de suas estruturas submicroscópicas.
Considere os seguintes modelos:

I. moléculas se movendo livremente;
II. íons positivos imersos em um "mar" de elétrons deslocalizados;
III. íons positivos e negativos formando uma grande rede cristalina tridimensional.

Assinale a alternativa que apresenta substâncias que exemplificam, respectivamente, cada um desses modelos.

	I	II	III
a)	gás nitrogênio	ferro sólido	cloreto de sódio sólido
b)	água líquida	iodo sólido	cloreto de sódio sólido
c)	gás nitrogênio	cloreto de sódio sólido	iodo sólido
d)	água líquida	ferro sólido	diamante sólido
e)	gás metano	cloreto de sódio sólido	diamante sólido

10. Mackenzie-SP 2017 Assinale a alternativa que apresenta compostos químicos que possuam, respectivamente, ligação covalente polar, ligação covalente apolar e ligação iônica.

a) H_2O, CO_2 e $NaC\ell$.
b) $CC\ell_4$, O_3 e HBr.
c) CH_4, SO_2 e HI.
d) CO_2, O_2 e $KC\ell$.
e) H_2O, H_2 e $HC\ell$.

11. UPF-RS 2018 O quadro a seguir indica características referentes às substâncias A, B, C e D ao serem testadas em relação à propriedade de condutividade elétrica. Considere 25 °C e 1 atm.

A	Na fase sólida, não conduz corrente elétrica, mas, ao se dissolver em água deionizada, conduz a corrente elétrica.
B	Líquido que mesmo ao se dissolver em água deionizada não conduz corrente elétrica.
C	Na fase sólida, conduz corrente elétrica. Não se dissolve em água.
D	Na fase sólida, não conduz corrente elétrica e, ao se dissolver em água deionizada, também não conduz corrente elétrica.

Considerando as substâncias etanol, cloreto de sódio, zinco metálico e sacarose, marque a opção que indica a correlação correta entre substância e característica indicada no quadro.

a) A – etanol; B – cloreto de sódio; C – sacarose; D – zinco metálico.
b) A – cloreto de sódio; B – sacarose; C – zinco metálico; D – etanol.
c) A – zinco metálico; B – etanol; C – cloreto de sódio; D – sacarose.
d) A – sacarose; B – etanol; C – zinco metálico; D – cloreto de sódio.
e) A – cloreto de sódio; B – etanol; C – zinco metálico; D – sacarose.

12. **Cefet-RJ 2017** A configuração eletrônica $3s^2$ representa os elétrons da camada de valência de um elemento químico A. Este elemento combina-se com um elemento B que apresenta massa 80 e 45 nêutrons. O tipo de ligação e a fórmula resultante dessa combinação serão, respectivamente:

a) iônica, A_2B.
b) covalente, AB_2.
c) iônica, AB_2.
d) covalente, A_2B.

13. **UFRGS 2018** Assinale com V (verdadeiro) ou F (falso) as afirmações abaixo, referentes a compostos inorgânicos.

( ) O fosfato de sódio, embora seja considerado um composto iônico, possui ligações covalentes no íon fosfato.

( ) Compostos iônicos tendem a ter pontos de fusão e ebulição mais elevados do que os compostos moleculares.

( ) BeF_2 não obedece à regra do octeto.

A sequência correta de preenchimento, de cima para baixo, é:

a) V – V – V.
b) V – V – F.
c) V – F – F.
d) F – F – V.
e) F – F – F.

14. **UEPG/PSS-PR 2021** Identifique exemplos de compostos iônicos e assinale o que for correto.

01 Dióxido de carbono (CO_2).
02 Cloreto de sódio ($NaC\ell$).
04 Óxido de alumínio ($A\ell_2O_3$).
08 Amônia (NH_3).

Soma:

15. **IFSul-RS 2016** Conhecimentos sobre a classificação periódica dos elementos químicos nos permitem deduzir, a partir da tabela periódica, qual é o tipo de ligação química formada entre os elementos de diferentes categorias. Partindo desta afirmativa, qual é o tipo de ligação química entre um metal e um não metal?

a) Iônica.
b) Metálica.
c) Covalente dativa.
d) Covalente comum.

16. **UFRGS 2016** A grande utilização dos metais demonstra sua importância para a humanidade e decorre do fato de as substâncias metálicas apresentarem um conjunto de propriedades que lhes são características.
Considere as informações abaixo que justificam, de forma adequada, propriedades típicas dos metais, com base no modelo do mar de elétrons.

I. Metais apresentam, geralmente, elevados pontos de fusão devido à grande estabilidade do retículo cristalino metálico.
II. A boa condução de calor ocorre, pois o aquecimento aumenta a vibração dos íons positivos, possibilitando que eles capturem os elétrons livres, o que provoca a desestruturação do retículo cristalino metálico e possibilita a propagação do calor.
III. A boa condução de eletricidade é explicável, pois a aplicação de uma diferença de potencial provoca uma movimentação ordenada dos elétrons livres.

Quais estão corretas?

a) Apenas I.
b) Apenas II.
c) Apenas III.
d) Apenas I e III.
e) I, II e III.

17. **UPE/SSA 2017** 2016, ano de Olimpíadas, todos os atletas vieram ao Rio de Janeiro, em busca da medalha de ouro. Mas o que poucas pessoas sabem é que a medalha olímpica não é feita inteiramente de ouro: ela possui apenas 1,34% do metal dourado em sua composição.
Além do alto valor de mercado, que outra propriedade do ouro determina essa decisão?

a) Baixa rigidez
b) Alta densidade
c) Baixa reatividade
d) Alta eletronegatividade
e) Alta condutividade térmica

18. **PUC-Minas 2016** Considere as seguintes afirmativas:

I. Quando dissolvidos em água, formam soluções com boa capacidade de conduzir eletricidade.
II. São ótimos condutores de eletricidade.
III. Apresentam alta temperatura de fusão.
IV. São duros e quebradiços.

Assinale a opção cujas características estão adequadamente relacionadas aos compostos.

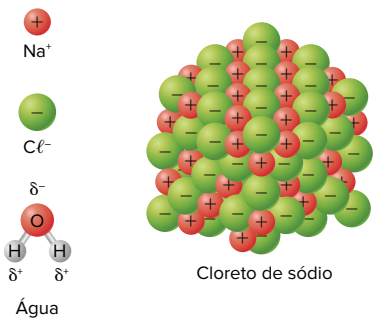
	I	II	III	IV
a)	Metálicos	Metálicos	Covalente polar	Iônicos
b)	Iônicos	Covalente polar	Metálicos	Metálicos
c)	Covalente polar	Metálicos	Iônicos	Iônicos
d)	Iônicos	Metálicos	Metálicos	Iônicos

19. **UEPG-PR** Identifique as alternativas que trazem respectivamente um exemplo de substância iônica, molecular e metálica, e assinale o que for correto.

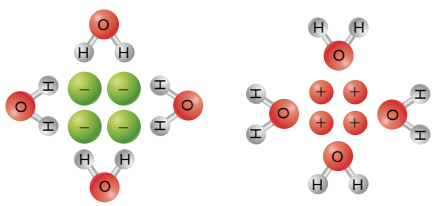
01 Cloreto de lítio, glicose e ouro.
02 Brometo de potássio, naftaleno e latão.
04 Cloreto de cálcio, etanol e bronze.
08 Óxido de alumínio, água e grafite.

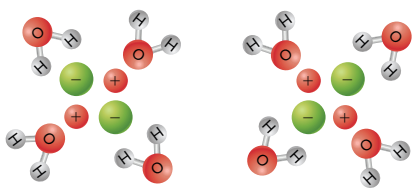
Soma: _____

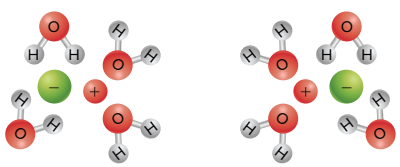
20. **Cefet-MG 2020** Compostos iônicos são formados por interações eletrostáticas entre cátions e ânions, dando origem a retículos cristalinos que possuem formas geométricas bem definidas. Uma das propriedades específicas desses compostos é a condução de corrente elétrica em solução aquosa, formada pelo processo de solvatação. As figuras seguintes representam as espécies envolvidas no processo de dissolução do NaCℓ em água.

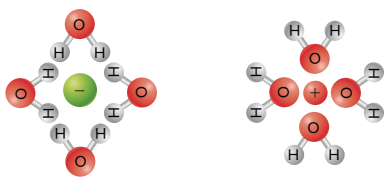


Considerando o processo de dissolução ou solvatação do NaCℓ o esquema que simplifica a formação da solução aquosa é

a)


b)


c)


d)


21. **UFSJ-MG** Os átomos se combinam por meio de ligações químicas. Em relação a essas ligações, é **CORRETO** afirmar que

a) acontecem ligações covalentes na água, pois há compartilhamento de elétrons entre os átomos de hidrogênio e de oxigênio.
b) os átomos estão arranjados em uma rede na ligação metálica, com alternância de espécies com cargas positivas e negativas.
c) todas as ligações químicas envolvem troca ou compartilhamento de elétrons, com aumento de energia em relação aos átomos separados.
d) a ligação iônica é caracterizada por interações entre cátions, carregados negativamente, e ânions, carregados positivamente.

22. **PUC-GO 2023** Leia o fragmento de texto a seguir sobre baterias de celular:

> Bateria estufada é um dos problemas que podem afetar o funcionamento do celular. O inchaço geralmente pode ser notado visualmente, o que pode assustar os usuários. Quando o componente está danificado, é provável que o *smartphone* apresente desligamento repentino ou baixo desempenho.
>
> [...].
>
> As baterias dos *smartphones* são confeccionadas a partir de íons lítio, ou Li-Íon, na representação química. Tal composição permite armazenar mais energia e maior vida útil em comparação às utilizadas anteriormente, como as de hidreto metálico de níquel. Baterias de lítio levam no arranjo um conjunto de produtos químicos e metais extremamente voláteis, separados por camadas superfinas e não condutoras.
>
> [...].
>
> Em resumo, o fenômeno é o resultado de um processo que ocorre quando o Li-Íon entra em contato com o oxigênio, reagindo de forma a oxidar o lítio. De acordo com o potencial especializado Battery University, a oxidação ocasiona a expansão dos componentes da bateria, o que obriga as paredes do componente a se dilatar. Por isso o usuário consegue perceber o estufamento da bateria.

(SCAVASSA, Isabele. Celular com bateria estufada: saiba o que significa e o que fazer. *Techtudo*. Abr. 2020. Disponível em: https://www.techtudo.com.br/noticias/2020/04/celular-com-bateria-estufada-saiba-o-que-significa-e-o-que-fazer.ghtml. Acesso em 10/04/2023. Adaptado.)

Dados: Escala de eletronegatividade de Pauling: lítio = 1,0; hidrogênio = 2,2; oxigênio = 3,5; níquel = 1,8.

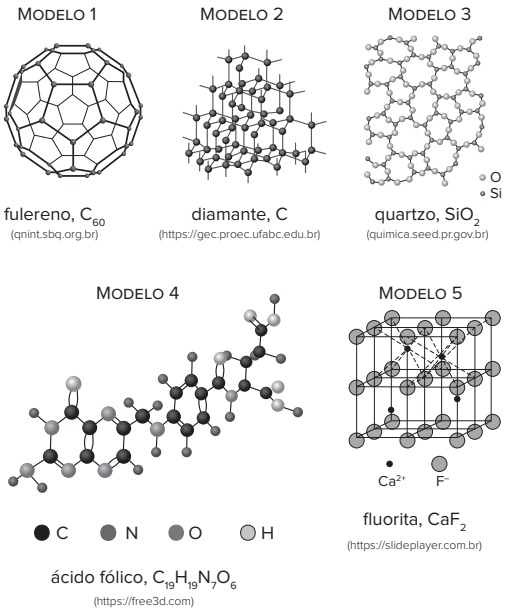
Considerando as informações apresentadas, analise os itens a seguir:

I. A ligação formada entre o oxigênio e o lítio terá maior caráter iônico que a ligação entre o hidrogênio e o níquel.
II. A oxidação do lítio leva esse metal ao ganho de elétrons e à interação com oxigênio da atmosfera, o que contribui para a formação de um composto volumoso, resultando na dilatação da bateria.
III. O lítio é mais denso que o níquel, o que resulta em baterias mais pesadas, porém mais eficientes.

Considerando os itens apresentados, assinale a única alternativa inteiramente correta quanto à veracidade das afirmações contidas nesses itens:

a) I e II apenas.
b) II e III apenas.
c) III apenas.
d) I apenas.

23. Unesp 2023 Observe os cinco modelos de estruturas.



Representam uma molécula isolada de substância simples, uma rede covalente de substância composta e uma rede cristalina de composto iônico, respectivamente, os modelos

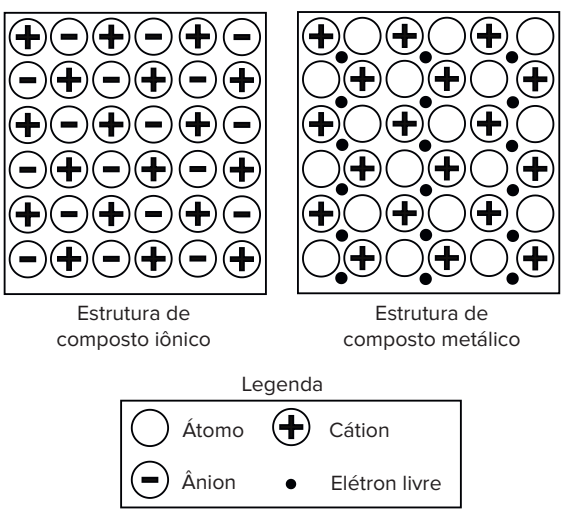
a) 4, 3 e 5.
b) 4, 5 e 3.
c) 1, 2 e 5.
d) 1, 3 e 5.
e) 1, 2 e 3.

24. UFSM-RS A exposição dos atletas ao sol intenso exige cuidados especiais com a pele. O dióxido de titânio é usado em vestimentas a fim de proteger os atletas da radiação solar. A fórmula química do dióxido de titânio é _____, trata-se de um óxido _____ formado por um _____ e oxigênio.

Assinale a alternativa que completa corretamente as lacunas.

a) TiO_2 – iônico – não metal
b) Ti_2O – molecular – não metal
c) TiO_2 – iônico – metal
d) Ti_2O – iônico – não metal
e) TiO_2 – molecular – metal

25. UFG-GO Analise os esquemas a seguir.



Tendo em vista as estruturas apresentadas,

a) explique a diferença de comportamento entre um composto iônico sólido e um metal sólido quando submetidos a uma diferença de potencial;
b) explique por que o comportamento de uma solução de substância iônica é semelhante ao comportamento de um metal sólido, quando ambos são submetidos a uma diferença de potencial.

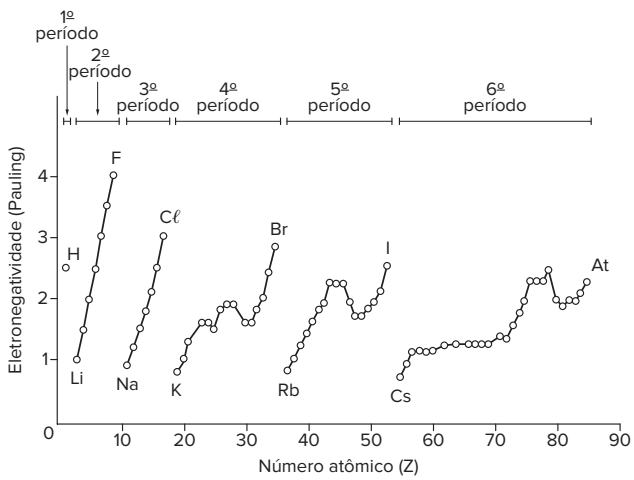
26. Uerj 2018 Apesar de apresentarem propriedades químicas distintas, os elementos flúor, neônio e sódio possuem números atômicos próximos, conforme destacado a seguir.

$$_{9}F \quad _{10}Ne \quad _{11}Na$$

Dentre esses elementos, nomeie o que apresenta maior estabilidade em relação à regra do octeto e indique o símbolo daqueles cujos átomos têm o maior número de camadas eletrônicas.

Em seguida, nomeie a ligação Interatômica formada entre Na e F e apresente a fórmula química do composto resultante dessa ligação.

27. Unesp 2018 Analise o gráfico que mostra a variação da eletronegatividade em função do número atômico.



(John B. Russel. *Química Geral*, 1981. Adaptado.)

Devem unir-se entre si por ligação iônica os elementos de números atômicos

a) 17 e 35.
b) 69 e 70.
c) 17 e 57.
d) 15 e 16.
e) 12 e 20.

28. UFJF-MG O óxido nitroso ($N_2O(g)$), também conhecido como gás hilariante, foi o primeiro anestésico utilizado em cirurgias. Hoje, também pode ser utilizado na indústria automobilística para aumentar a potência de motores de combustão interna. Abaixo, está representada uma possibilidade da estrutura de Lewis dessa molécula.

FRENTE 1

De acordo com a fórmula apresentada, marque a opção que descreve **CORRETAMENTE** as ligações existentes no N_2O.

a) Uma ligação iônica e duas ligações covalentes simples.
b) Duas ligações covalentes, sendo uma tripla e uma simples.
c) Duas ligações covalentes simples.
d) Duas ligações iônicas.
e) Duas ligações covalentes, sendo uma dupla e uma simples.

29. UPE 2016 Um pedreiro descascou uma coluna que apresentava desgaste e deixou parte das ferragens livre de concreto. Em seguida, aplicou uma solução aquosa de ácido fosfórico (a 90%) para remover a ferrugem (Fe_2O_3) existente. Após um borbulhamento no local, verificou-se a formação de uma camada preta recobrindo a superfície do metal.
A substância presente na camada preta é

a) iônica.
b) metálica.
c) diatômica.
d) covalente polar.
e) covalente apolar.

30. PUC-Minas Analise a tabela, que mostra propriedades de três substâncias X, Y e Z, em condições ambientes.

Substância	Temperatura de fusão (°C)	Condutividade elétrica	Solubilidade na água
X	146	nenhuma	solúvel
Y	1 600	elevada	insolúvel
Z	800	só fundido ou dissolvido na água	solúvel

Considerando-se essas informações, é correto afirmar que as substâncias X, Y e Z são, respectivamente:

a) iônica, metálica, molecular.
b) molecular, iônica, metálica.
c) molecular, metálica, iônica.
d) iônica, molecular, metálica.

31. Cefet-MG Na tabela a seguir, estão representadas as energias de ionização de dois elementos X e Y pertencentes ao segundo período do quadro periódico.

Elementos	Energias de ionização (eV)							
	1ª	2ª	3ª	4ª	5ª	6ª	7ª	8ª
X	5,4	75,6	122,4					
Y	13,6	35,2	54,9	77,4	113,9	138,1	739,1	871,1

A ligação entre X e Y forma uma substância _____ de fórmula _____ e _____.
Os termos que completam, corretamente, as lacunas são

a) iônica, X_2Y e elevada temperatura de fusão.
b) simples, X_2Y e insolúvel em solventes orgânicos.
c) metálica, XY_2 e alta capacidade de conduzir calor.
d) molecular, XY_2 e capaz de realizar ligações de hidrogênio.
e) composta, X_2Y_2 e condutora de eletricidade em solução aquosa.

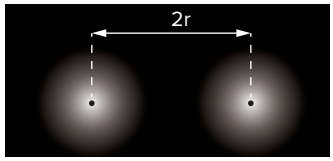
32. PUC-SP A primeira energia de ionização de um elemento (1ª E.I.) informa a energia necessária para retirar um elétron do átomo no estado gasoso, conforme indica a equação: $X(g) \rightarrow X^+(g) + e^- \rightarrow$ E.I. = 7,6 eV
A segunda energia de ionização de um elemento (2ª E.I.) informa a energia necessária para retirar um elétron do cátion de carga +1 no estado gasoso, conforme indica a equação: $X^+(g) \rightarrow X^{2+}(g) + e^- \rightarrow$ E.I. = 15,0 eV
A tabela a seguir apresenta os valores das dez primeiras energias de ionização de dois elementos pertencentes ao **3º** período da tabela periódica.

Elemento	X	Z
1ª E.I. (eV)	7,6	13,0
2ª E.I. (eV)	15,0	23,8
3ª E.I. (eV)	80,1	39,9
4ª E.I. (eV)	109,3	53,5
5ª E.I. (eV)	141,2	67,8
6ª E.I. (eV)	186,7	96,7
7ª E.I. (eV)	225,3	114,3
8ª E.I. (eV)	266,0	348,3
9ª E.I. (eV)	266,0	398,8
10ª E.I. (eV)	367,0	453,0

Analisando os dados da tabela, é possível afirmar que o tipo de ligação que ocorre entre os elementos X e Z e a fórmula do composto binário formado por esses elementos são, respectivamente,

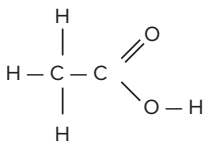
a) ligação covalente, $SiC\ell_4$.
b) ligação iônica, $MgC\ell_2$.
c) ligação metálica, $Mg_3A\ell_2$.
d) ligação covalente, $SC\ell_2$.
e) ligação iônica, Na_2S.

33. PUC-SP 2016 O raio covalente de um átomo corresponde à distância entre o núcleo atômico e a camada de valência. O comprimento de ligação é, aproximadamente, a soma dos raios covalentes dos átomos envolvidos.



Distância internuclear de uma substância simples.

Na fórmula estrutural do ácido acético, encontramos ligações C – H, O – H, C – O, C = O e C – C.



Considerando a distribuição eletrônica e o número atômico de cada átomo, a alternativa que apresenta valores coerentes para os comprimentos de ligação presentes na molécula de ácido acético é

Dado: 1 pm equivale a 10^{-12} m.

	C – H	C – C	C – O	C = O	O – H
a)	132 pm	110 pm	154 pm	97 pm	123 pm
b)	110 pm	154 pm	132 pm	123 pm	97 pm
c)	123 pm	97 pm	110 pm	154 pm	132 pm
d)	97 pm	132 pm	123 pm	110 pm	154 pm

34. FICSAE-SP 2020 Considere as seguintes informações sobre uma liga metálica de bismuto:

Composição (% em massa)	Temperatura aproximada de início de fusão
Bi (38%), Pb (31%), Sn (15%), Cd (16%)	343 K

As características dessa liga metálica permitem seu uso em

a) destiladores de água.
b) isolantes elétricos.
c) fusíveis de dispositivos eletroeletrônicos.
d) panelas antiaderentes.
e) blocos de motores automotivos.

35. UEPG-PR 2025 Considere os números quânticos a seguir, pertencentes ao elétron mais energético de dois átomos distintos, e, com base nessas informações, assinale o que for correto.

Dados: ↑ s = +1/2 e ↓ s = −1/2
Átomo I: n = 5; ℓ = 0; m = 0; s = +1/2
Átomo II: n = 4; ℓ = 1; m = 0; s = −1/2

01 O átomo I pertence a elemento químico classificado como metal alcalino, localizado na coluna 1 e no 5 o período da tabela periódica.
02 Átomos de I e II ligam-se preferencialmente por ligações do tipo covalente.
04 O átomo II pertence a elemento químico classificado como halogênio e apresenta 7 elétrons no último nível energético.
08 O átomo I tem maior eletronegatividade do que o átomo II.
16 O átomo I apresenta tendência a formar ânions e o átomo II, cátions.

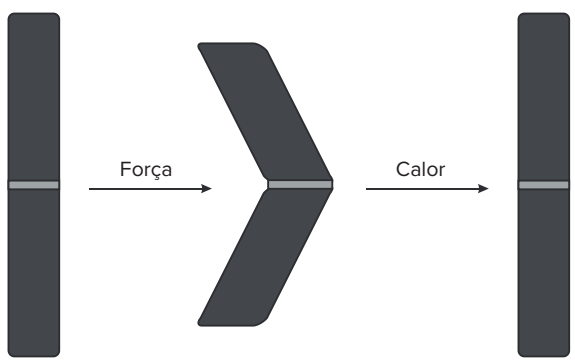
Soma:

36. Fuvest-SP Em cadeias carbônicas, dois átomos de carbono podem formar ligação simples (C – C), dupla (C = C) ou tripla (C ≡ C). Considere que, para uma ligação simples, a distância média de ligação entre os dois átomos de carbono é de 0,154 nm, e a energia média de ligação é de 348 kJ/mol.

Assim sendo, a distância média de ligação (*d*) e a energia média de ligação (E), associadas à ligação dupla (C = C), devem ser, respectivamente,

a) d < 0,154 nm e E > 348 kJ/mol.
b) d < 0,154 nm e E < 348 kJ/mol.
c) d = 0,154 nm e E = 348 kJ/mol.
d) d > 0,154 nm e E < 348 kJ/mol.
e) d > 0,154 nm e E > 348 kJ/mol.

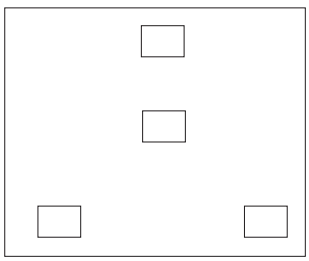
37. UFJF-MG 2016 O nitinol é uma liga metálica incomum, formada pelos metais Ni e Ti, sua principal característica é ser uma liga com memória. Essa liga pode ser suficientemente modificada por ação de alguma força externa e retornar a sua estrutura original em uma determinada faixa de temperatura, conforme esquema a seguir.



a) Escreva o nome e a distribuição eletrônica dos metais presentes no nitinol.
b) Dentre os metais usados na produção do nitinol, qual possui maior raio atômico? E qual possui maior potencial de ionização?
c) Uma das formas de produção do metal Ni de alta pureza para a confecção de ligas metálicas é a extração de minerais sulfetados, os quais possuem o NiS. Qual o nome do composto NiS? Qual é o tipo de ligação química que ocorre entre seus átomos?
d) Cite duas características comuns aos metais.

38. **Unicamp-SP** A partir de um medicamento que reduz a ocorrência das complicações do diabetes, pesquisadores da Unicamp conseguiram inibir o aumento de tumores em cobaias. Esse medicamento é derivado da guanidina, $C(NH)(NH_2)_2$, que também pode ser encontrada em produtos para alisamento de cabelos.

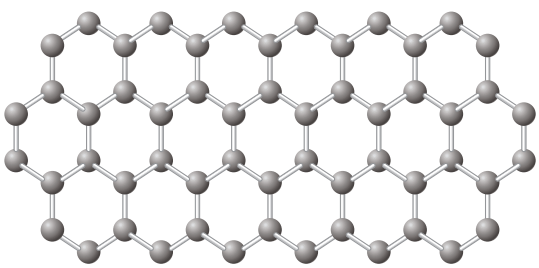
a) Levando em conta o conhecimento químico, preencha os quadrados abaixo com os símbolos de átomos ou de grupos de átomos, e ligue-os através de linhas, de modo que a figura obtida represente a molécula da guanidina.



b) Que denominação a figura, completa e sem os quadrados, recebe em química? E o que representam as diferentes linhas desenhadas?

Hibridação

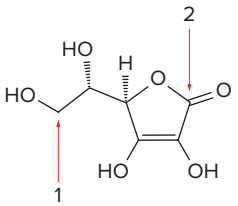
39. **UEPG-PR 2025** O grafeno é, sem dúvida, um material que vem revolucionando a indústria tecnológica. Suas características, como resistência, leveza, transparência, flexibilidade e condutividade elétrica permitem inúmeras aplicações, como nos circuitos e dispositivos transparentes que podem ser dobrados e torcidos. Considerando o grafeno como material formado por uma única camada de átomos de carbono agrupados na forma de hexágonos, onde cada vértice contém um átomo de carbono (Z = 6), conforme representação a seguir, assinale o que for correto.



01 Cada átomo de carbono estabelece uma ligação sigma e duas ligações pi.
02 No grafeno, os átomos de carbono têm hibridação sp^2 de geometria trigonal planar.
04 Cada átomo de carbono estabelece duas simples ligações e uma dupla-ligação.
08 As ligações químicas entre os carbonos são do tipo covalente apolar.
16 O grafeno é uma variedade alotrópica do carbono.

Soma: _____

40. **UEA-AM 2024** A região amazônica é rica em biodiversidade. Uma das árvores frutíferas dessa região brasileira é o camucamuzeiro (*Myrciaria dubia*), cujo fruto, que pode ser chamado camu-camu, caçari ou araçá-d'água, é extremamente rico em vitamina C. A fórmula estrutural da vitamina C é:



vitamina C

Os tipos de hibridização dos orbitais do átomo de carbono indicado na fórmula estrutural da vitamina C pela seta vermelha 1 e pela seta vermelha 2 são, respectivamente:

a) sp^3 e sp
b) sp^2 e sp^3
c) sp e sp^2
d) sp^2 e sp
e) sp^3 e sp^2

41. **Uece 2023** As fórmulas estruturais dos compostos orgânicos revelam que o elemento químico carbono poderá efetuar

I. quatro ligações simples (carbono sp^3).
II. duas ligações simples e uma ligação dupla (carbono sp^2).
III. uma ligação simples e uma ligação tripla (carbono sp).
IV. duas ligações duplas (carbono sp).

Com relação aos tipos de átomo de carbono, assinale a opção FALSA.

a) Carbono sp^3 – apresenta quatro orbitais híbridos, todos iguais, dispostos tetraedricamente, formando entre si ângulo de 109°28' (são quatro ligações simples).
b) Carbono sp^2 – apresenta um orbital p puro e três orbitais híbridos, dispostos trigonalmente, formando entre si ângulo de 120° (são duas ligações simples e uma ligação dupla).
c) Carbono sp – apresenta dois orbitais p puros e dois orbitais híbridos, dispostos linearmente, formando entre si ângulo de 180° (uma ligação simples e uma ligação tripla).
d) Carbono sp – apresenta dois orbitais p puros e dois orbitais híbridos, dispostos tetraedricamente, formando entre si ângulo de 90° (são duas ligações duplas).

42. **Udesc** O carbono é um dos elementos de maior aplicação em nanotecnologia. Em diferentes estruturas moleculares e cristalinas, ele apresenta uma vasta gama de propriedades mecânicas e eletrônicas distintas, dependendo da sua forma alotrópica. Por exemplo, os nanotubos de carbono podem ser ótimos condutores de eletricidade, enquanto o diamante possui condutividade muito baixa. Essas diferenças estão relacionadas com a hibridização do átomo de carbono nos diferentes alótropos.

Com relação aos alótropos de carbono, é incorreto afirmar que:

a) os nanotubos de carbono são formados por ligações entre carbonos sp^2 similares àquelas da grafite.

b) o diamante, em que o carbono tem hibridização sp^3, é o mineral mais duro que se conhece, o que o torna um excelente abrasivo para aplicações industriais.

c) a grafite, que apresenta carbono com hibridização sp, não conduz eletricidade.

d) o termo "carbono amorfo" é usado para designar formas de carbono, como a fuligem e o carvão, que não apresentam estrutura cristalina.

e) a grafite, que apresenta carbono com hibridização sp^2, pode conduzir eletricidade devido à deslocalização de elétrons de ligações (π) acima e abaixo dos planos de átomos de carbono.

43. **Uece 2019** Sobre o composto diclorodifluormetano usado em refrigerantes e como propelente de aerossol, pode-se afirmar corretamente que ele tem:

a) quatro pares de elétrons compartilhados.

b) um total de 26 elétrons de valência não ligantes.

c) hibridação sp para o átomo de carbono.

d) todas as ligações covalentes com a mesma energia.

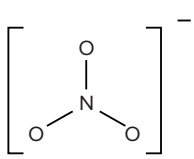
Geometria molecular

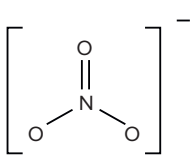
Texto para a questão **44**.

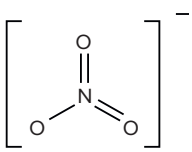
O ciclo do nitrogênio é extremamente importante para os seres vivos. Esse elemento faz parte de diversos compostos orgânicos, como proteínas e ácidos nucleicos. Na tabela, há exemplos de formas químicas do nitrogênio incorporadas por alguns seres vivos.

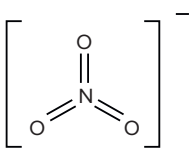
Seres vivos	Composto nitrogenado	
	Orgânico	Inorgânico
Plantas	Aminoácidos	Amônia (NH_3) Nitrato (NO_3^-)
Bactérias		Amônia (NH_3) Nitrato (NO_3^-) Nitrito (NO_2^-)
Animais		–

44. **Uerj** O nitrato, íon de geometria trigonal plana, serve como fonte de nitrogênio para as bactérias. Observe as seguintes fórmulas estruturais:

I 

II 

III 

IV 

A fórmula que corresponde ao íon nitrato está identificada pelo seguinte número:

a) I

b) II

c) III

d) IV

45. **Unisc-RS 2023** As substâncias amônia, metano, gás carbônico e água, todas elas com exclusivas ligações covalentes entre seus átomos, apresentam, respectivamente, geometrias

a) angular, tetraédrica, trigonal angular e linear.

b) trigonal angular, piramidal, trigonal angular e linear.

c) trigonal angular, tetraédrica, linear e angular.

d) trigonal planar, piramidal, trigonal angular e linear.

e) trigonal planar, piramidal, linear e trigonal angular.

46. **UEA-AM 2024** A molécula de ureia, $O=C(NH_2)_2$, é formada no organismo humano a partir do metabolismo de proteínas. Na molécula de ureia, os arranjos das ligações ao redor do átomo de carbono e do átomo de nitrogênio apresentam, respectivamente, as geometrias

a) trigonal plana e trigonal piramidal.

b) trigonal piramidal e tetraédrica.

c) tetraédrica e trigonal plana.

d) trigonal plana e angular.

e) tetraédrica e tetraédrica.

47. **UEM-PR 2018** As espécies CO_2, NO_2 e SO_2 são gases em condições normais de temperatura e pressão. Assinale a(s) alternativa(s) correta(s) em relação a essas três espécies químicas.

01 Elas são espécies químicas moleculares.

02 Elas são espécies químicas polares.

04 Apenas uma delas possui geometria molecular linear.

08 Pelo menos uma delas possui geometria molecular trigonal plana.

16 Apenas uma delas possui um par de elétrons não ligantes no átomo central.

Soma: _____

48. **PUC-Rio** A maior aplicação industrial da hidrazina, N_2H_4, é a remoção de O_2 de águas de caldeiras. A reação que representa este processo é:

$$N_2H_4(\ell) + O_2(g) \rightarrow N_2(g) + 2H_2O(g)$$

No que diz respeito às espécies químicas envolvidas no processo como reagentes e produtos, bem como aos elementos que as constituem, podemos afirmar que:

a) o elemento N pertence ao grupo dos gases nobres.

b) o elemento N pertence ao primeiro período da tabela periódica.

c) o elemento H tem estrutura eletrônica $1s^2$.

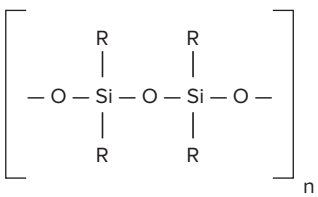
d) todas as espécies químicas são substâncias compostas.

e) a molécula de H_2 apresenta geometria linear.

49. **UFRGS** O quadro a seguir apresenta a estrutura geométrica e a polaridade de várias moléculas, segundo a Teoria da repulsão dos pares de elétrons de valência. Assinale a alternativa em que a relação proposta está incorreta.

	Molécula	Geometria	Popularidade
a)	SO_2	angular	polar
b)	CO_2	linear	apolar
c)	NH_3	piramidal	polar
d)	NO_2	angular	polar
e)	CH_3F	piramidal	apolar

50. **UTFPR** Os silicones são polímeros de grande importância industrial. Dependendo do tamanho da molécula do polímero, podem, por exemplo, ser utilizados na fabricação de ceras impermeabilizantes e na confecção de órgãos artificiais para a Medicina.
A representação da cadeia polimérica é:

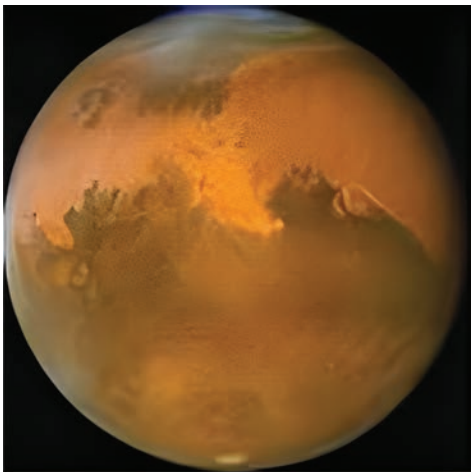


As ligações apresentadas em cada átomo de silício e a geometria adotada por esses átomos são, respectivamente:

a) 4 covalentes normais – plana.
b) 2 covalentes normais e 2 dativas – tetraédrica.
c) 4 iônicas – plana.
d) 4 covalentes normais – tetraédrica.
e) 4 iônicas – tetraédrica.

51. **Unifesp 2023** A atmosfera de Marte é formada por: CO_2 – 95,32%; N_2 – 2,7%; Ar – 1,6%; O_2 – 0,13%; CO – 0,08%. Durante o inverno marciano, os polos entram em um período de escuridão contínua, o que resfria a superfície de tal forma que 25% do CO_2 atmosférico transformam-se em dióxido de carbono sólido (gelo seco), formando uma capa de gelo nos polos. Quando os polos são expostos novamente à luz solar, durante o verão marciano, o CO_2 congelado sublima, voltando à atmosfera. Esse processo leva a uma grande variação da pressão e da composição atmosférica ao redor dos polos marcianos.

(Sergio Pilling *et al*. www1.univap.br. Adaptado.)



Planeta Marte.

a) Escreva a estrutura de Lewis (fórmula por pontos) do principal componente da atmosfera de Marte e informe sua geometria molecular.
b) Representando cada molécula de CO_2 pelo símbolo ●, e utilizando 9 moléculas de CO_2 faça dois desenhos que representem a organização dessas moléculas de CO_2 nos polos de Marte em duas situações distintas: uma durante o verão (estado gasoso) e outra durante o inverno (estado sólido).

52. **UFRGS 2016** O dióxido de enxofre, em contato com o ar, forma trióxido de enxofre que, por sua vez, em contato com a água, forma ácido sulfúrico.
Na coluna da esquerda, abaixo, estão listadas 5 substâncias envolvidas nesse processo. Na coluna da direita, características das moléculas dessa substância.

1 – SO_2 ( ) tetraédrica, polar
2 – SO_3 ( ) angular, polar
3 – H_2SO_4 ( ) linear, apolar
4 – H_2O ( ) trigonal, apolar
5 – O_2

A sequência correta de preenchimento, de cima para baixo, é

a) 1 – 4 – 3 – 2.
b) 2 – 3 – 5 – 1.
c) 2 – 3 – 4 – 5.
d) 3 – 1 – 5 – 2.
e) 3 – 4 – 2 – 1.

53. **UEPG-PR 2019** Considerando a geometria das ligações químicas presentes nas moléculas CH_4, NH_3 e H_2O, assinale o que for correto.

Dados: C (Z = 6), H (Z = 1), (Z = 7), O (Z = 8)

01 O ângulo de ligação H – O – H na molécula H_2O é menor do que o ângulo de ligação H – N – H na molécula de NH_3.

02 O ângulo de ligação H – C – H na molécula CH_4 é maior do que o ângulo de ligação H – N – H na molécula NH_3.

04 O ângulo de ligação H – O – H na molécula H_2O é menor do que o ângulo de ligação H – C – H na molécula CH_4.

08 O ângulo de ligação H – C – H na molécula CH_4, o ângulo de ligação H – N – H na molécula NH_3 e o ângulo de ligação H – O – H na molécula H_2O são todos superiores a 90°.

Soma:

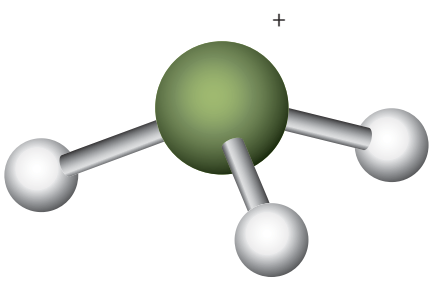
54. UFRN O nitrogênio forma vários óxidos binários apresentando diferentes números de oxidação: NO (gás tóxico), N_2O (gás anestésico – hilariante), NO_2 (gás avermelhado, irritante), N_2O_3 (sólido azul) etc. Esses óxidos são instáveis e se decompõem para formar os gases nitrogênio (N_2) e oxigênio (O_2).

O óxido binário (NO_2) é um dos principais poluentes ambientais, reagindo com o ozônio atmosférico (O_3) – gás azul, instável – responsável pela filtração da radiação ultravioleta emitida pelo Sol.

Analisando a estrutura do óxido binário NO_2, pode-se afirmar que a geometria da molécula e a última camada eletrônica do átomo central são, respectivamente:

a) angular e completa.
b) linear e incompleta.
c) angular e incompleta.
d) linear e completa.

55. UFRGS Observe a seguinte figura.



Essa figura corresponde à representação tridimensional da espécie:

a) CH_3^+.
b) NH_4^+.
c) H_3O^+.
d) PH_3.
e) BF_3.

56. UPF-RS 2016 Na coluna da esquerda, estão relacionadas as moléculas, e, na coluna da direita, a geometria molecular. Relacione cada molécula a adequada geometria molecular.

1. $NOC\ell$ ☐ linear

2. $NC\ell_3$ ☐ tetraédrica

3. CS_2 ☐ trigonal plana

4. $CC\ell_4$ ☐ angular

5. BF_3 ☐ piramidal

A sequência correta de preenchimento, de cima para baixo, é:

a) 3 – 2 – 5 – 1 – 4.
b) 3 – 4 – 5 – 1 – 2.
c) 1 – 4 – 5 – 3 – 2.
d) 3 – 4 – 2 – 1 – 5.
e) 1 – 2 – 3 – 4 – 5.

Polaridade

57. UEM-PR 2016 Os átomos por meio de ligações químicas podem perder, receber ou compartilhar elétrons a fim de adquirir estabilidade. Quando temos a formação de moléculas, essas podem ser polares ou apolares. Isso está diretamente relacionado com a geometria e a polarização das ligações, as quais apresentam uma direção, um sentido e uma intensidade.

Sobre esse assunto, assinale o que for **correto**.

01 A molécula de N_2 possui uma ligação covalente tripla, e cada átomo de nitrogênio possui um par de elétrons livre.

02 Considerando a aproximação dos núcleos de dois átomos de hidrogênio, pode-se dizer que essa aproximação possui resultante vetorial nula.

04 Na molécula de diclorometano ($CH_2C\ell_2$) as ligações carbono-hidrogênio apresentam o mesmo sentido e a mesma intensidade que as ligações carbono-cloro.

08 A molécula de CO_2 possui ligação covalente polar e o vetor momento de dipolo resultante na molécula é nulo.

16 Na molécula de NO_2 os átomos compartilham elétrons e cada átomo fica com oito elétrons na camada de valência.

Soma:

58. PUC-Rio O flúor é um elemento de número atômico 9 e possui apenas um isótopo natural, o ^{19}F. Sobre esse elemento e seus compostos, é correto afirmar que:

a) o isótopo natural do flúor possui 9 nêutrons.
b) o íon F^- tem 8 elétrons.
c) o flúor é um elemento da família dos elementos calcogênios.
d) no gás flúor, F_2, se tem uma ligação covalente polar.
e) na molécula do ácido fluorídrico, HF, o flúor é mais eletronegativo que o hidrogênio.

59. **UEPG-PR** Considerando as representações abaixo, assinale o que for correto quanto às ligações químicas desses compostos:

Dados: H (Z = 1); O (Z = 8); S (Z = 16); Cℓ (Z = 17); K (Z = 19); Ca (Z = 20); I (Z = 53)

I. H_2S

II. O_2

III. $CaC\ell_2$

IV. KI

01 O composto III é um sal inorgânico formado por ligação iônica.

02 O composto II tem moléculas de geometria linear formadas por ligação covalente apolar.

04 O composto I é um ácido inorgânico com ligações do tipo covalente polar.

08 O composto IV, quando puro, é um líquido à temperatura ambiente e essa característica se deve ao tipo de ligação química apresentada.

Soma:

60. **Uerj 2024** Ao anoitecer, as células da retina envolvidas na percepção da luminosidade disparam sinais que estimulam a glândula pineal a produzir e secretar melatonina, hormônio responsável por preparar o organismo para o repouso. Por ser composta por uma porção hidrofílica e outra hidrofóbica, a melatonina penetra facilmente a membrana plasmática de diferentes tipos de células. Essa facilidade de penetração da melatonina deve-se à composição da membrana plasmática, que contém moléculas dos seguintes tipos:

a) polares e apolares

b) covalentes e iônicas

c) positivas e negativas

d) redutoras e oxidantes

61. **UEPG-PR** Considerando os elementos a seguir representados, assinale o que for correto sobre os compostos químicos formados através de ligações entre os seus átomos.

H (Z = 1); N (Z = 7); O (Z = 8); K (Z = 19); Br (Z = 35)

01 K_2O é um óxido formado através de ligação iônica entre cátions monovalentes e ânion divalente.

02 O gás nitrogênio, de fórmula molecular N_2 é um composto apolar.

04 O ácido perbrômico ($HBrO_4$) é um composto molecular, onde o bromo tem nox = +7, enquanto que o ácido bromídrico (HBr) é um composto iônico, onde o bromo tem nox = –1.

08 A molécula do gás amônia (NH_3) apresenta três ligações covalentes polares.

16 KBr é um sal inorgânico, com estrutura cristalina.

Soma:

62. **UFTM-MG** Os veículos automotivos que usam combustíveis fósseis são um dos principais responsáveis pela má qualidade do ar das grandes cidades e também contribuem para o aquecimento global. Além do gás carbônico (CO_2) produzido na combustão, são formados os óxidos nitrosos, que participam de reações secundárias com o ar, formando ozônio (O_3), que causa irritação no sistema respiratório, podendo levar a sérios problemas de redução da capacidade pulmonar. A forma geométrica da molécula de gás carbônico e a polaridade da molécula de ozônio são, respectivamente,

a) angular e polar.

b) angular e apolar.

c) linear e polar.

d) linear e apolar.

e) trigonal planar e apolar.

63. **UFJF-MG** Há duas características que podem definir se uma molécula é ou não polar: a diferença de eletronegatividade entre os átomos ligados e a geometria da molécula. Com base nessas informações, assinale a alternativa **INCORRETA**.

a) A geometria das moléculas de oxigênio e ozônio é linear, as ligações são apolares e as moléculas são apolares.

b) A geometria da molécula da água é angular, as ligações entre os átomos são polares e a molécula é polar.

c) A geometria da molécula de tetracloreto de carbono é tetraédrica, as ligações entre os átomos são polares e a molécula é apolar.

d) A geometria da molécula do gás carbônico é linear, as ligações entre os átomos são polares e a molécula é apolar.

e) A geometria da molécula de diclorometano é tetraédrica, as ligações entre os átomos são polares e a molécula é polar.

64. **UEPG-PR 2019** O gás SO_3 é um dos responsáveis pela chuva ácida, pois reage com a água da chuva formando ácido sulfúrico, H_2SO_4. O SO_3 é produzido a partir da reação do SO_2, liberado pela queima dos combustíveis fósseis, com o oxigênio do ar. A equação balanceada para essa reação está representada abaixo:

$$2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ SO_3\ (g)$$

Dados: O (Z = 8); H (Z = 1); S (Z = 16)

Com relação às moléculas envolvidas na chuva ácida, assinale o que for correto.

01 A molécula de SO_2 é polar, enquanto o O_2 é apolar.

02 A molécula de SO_2 apresenta a geometria molecular angular e a de SO_3 apresenta geometria molecular trigonal plana.

04 As ligações entre o átomo de enxofre e os átomos de O nas moléculas de SO_2, SO_3 e H_2SO_4 são covalentes.

08 A solução formada a partir da dissolução do H_2SO_4 em água conduz corrente elétrica.

Soma:

65. IFSul-RS 2017 Moléculas polares se orientam na presença de um campo elétrico externo. Essas moléculas podem ser de

a) O_2
b) CO_2
c) CH_4
d) H_2S

Texto para a próxima questão.

A chuva ácida é um fenômeno causado pela poluição da atmosfera. Ela pode acarretar problemas para o solo, água, construções e seres vivos. Um dos responsáveis por este fenômeno é o gás SO_3 que reage com a água da chuva originando ácido sulfúrico. O SO_3 não é um poluente produzido diretamente pelas fontes poluidoras, mas é formado quando o SO_2, liberado pela queima de combustíveis fósseis, reage com o oxigênio do ar. Esta reação é representada pela equação mostrada a seguir.

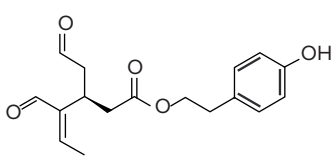
$$2\ SO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ SO_3(g)$$

66. UEL-PR Com relação às moléculas citadas no texto, é correto afirmar:

a) As soluções formadas pela dissolução das moléculas de SO_2, SO_3 e H_2SO_4 em água conduzem a corrente elétrica.
b) A molécula de SO_2 é apolar, a molécula de SO_3 é polar e a molécula de O_2 é polar.
c) A molécula de SO_2 é linear, a molécula de SO_3 é angular e a molécula de H_2SO_4 é piramidal.
d) As moléculas de SO_2, SO_3 e H_2SO_4 apresentam 30, 38 e 48 elétrons, respectivamente.
e) As ligações entre o átomo de enxofre e os átomos de oxigênio nas moléculas de SO_2, SO_3 e H_2SO_4 são covalentes apolares.

67. Uninove-SP 2016 O oleocantal é isolado a partir do azeite de oliva extravirgem, é responsável pelo sabor pungente desse tipo de azeite e possui atividade biológica análoga à de agentes anti-inflamatórios.

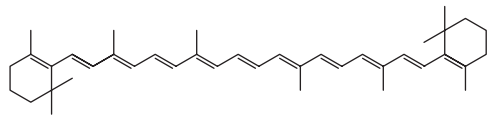
(*Journal of Chemical Education*, 2014.)



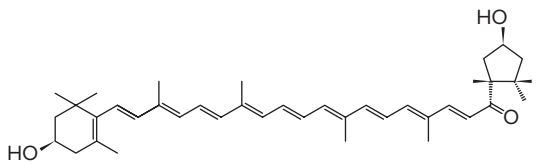
a) Qual tipo de ligação química une os átomos constituintes da molécula de oleocantal?
b) Com base na estrutura apresentada, classifique o oleocantal como substância polar ou apolar. Justifique sua classificação.

68. Uerj 2018 A cromatografia é uma técnica de separação de substâncias orgânicas a partir da polaridade das suas moléculas. Admita que um corante natural foi analisado por essa técnica e que sua composição apresenta as seguintes substâncias:

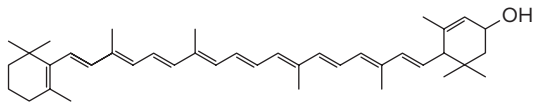
I.



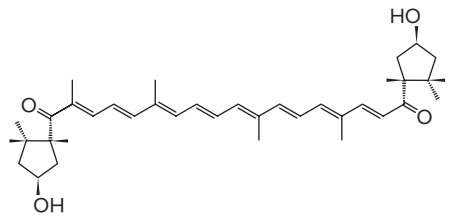
II.



III.



IV.



Após a separação cromatográfica, as moléculas do corante se distribuíram em duas fases: na primeira, identificaram-se as moléculas com grupamentos polares; na segunda, a molécula apolar. A substância presente na segunda fase é indicada por:

a) I.
b) II.
c) III.
d) IV.

69. UFSC Considere a tabela a seguir e selecione a(s) proposição(ões) que relaciona(m) corretamente a forma geométrica e a polaridade das substâncias citadas.

Fórmula	CO_2	H_2O	NH_3	$CC\ell_4$
Momento dipolar resultante (μ_R)	$\mu_R = 0$	$\mu_R \neq 0$	$\mu_R \neq 0$	$\mu_R = 0$

01 H_2O: angular e polar.
02 CO_2: linear e apolar.
04 $CC\ell_4$: trigonal e polar.
08 NH_3: piramidal e polar.
16 $CC\ell_4$: tetraédrica e apolar.

Soma:

FRENTE 1

70. UFRGS Considere as afirmações a seguir a respeito da relação entre polaridade e geometria molecular de algumas substâncias.

I. A molécula do CO_2 apresenta geometria linear e não sofre deflexão num campo elétrico.

II. A geometria angular da molécula do ozônio contribui para seu caráter polar.

III. A estrutura piramidal da molécula do metano justifica a propriedade de ser um composto polar.

IV. A molécula da amônia apresenta caráter polar e estrutura planar.

Quais estão corretas?

a) Apenas I e II.
b) Apenas I e III.
c) Apenas II e IV.
d) Apenas III e IV.
e) Apenas I, II e III.

71. UFRGS 2020 Considere a tira abaixo.

Adaptado de: www.reddit.com. Acesso em: 05 ago. 2019.

O conceito químico, associado a essa tira, pode ser interpretado como

a) substâncias apolares são menos densas que a água.
b) substâncias polares são geralmente solúveis em água.
c) substâncias polares são mais densas que substâncias apolares.
d) substâncias apolares são mais solúveis em água que polares.
e) substâncias polares e apolares são miscíveis entre si.

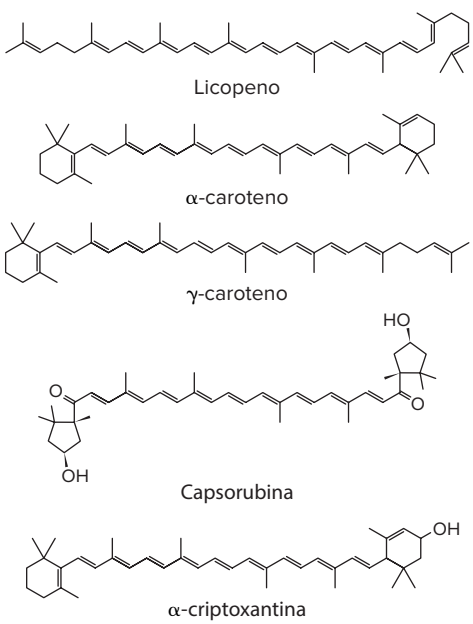
72. Unioeste-PR 2020 Dentre as interações intermoleculares, uma das mais intensas é a ligação de hidrogênio. Esta interação está presente em nosso cotidiano, por exemplo, na interação entre as cadeias poliméricas de amido e celulose, sendo responsáveis por diversas propriedades destes materiais, como rigidez, cristalinidade e elasticidade. Com base na possibilidade de ter este tipo de interação intermolecular, assinale a fórmula molecular capaz de realizar ligação de hidrogênio entre si.

a) CO_2
b) H_2
c) H_3COCH_3
d) C_2H_6
e) NH_3

73. UFPE A polaridade da molécula é, muitas vezes, determinante para suas propriedades físico-químicas, como por exemplo, pontos de ebulição e fusão e solubilidade. Os momentos dipolares das moléculas NF_3 e BF_3 são 0,235 D e 0 D, respectivamente. Sobre a polaridade dessas moléculas julgue os itens a seguir.

- A molécula BF_3 é menos polar do que NF_3 porque o boro é mais eletronegativo que o nitrogênio.
- A molécula BF_3 é apolar porque tem estrutura trigonal planar.
- A molécula NF_3 é polar porque tem estrutura trigonal planar.
- A molécula NF_3 é mais polar que BF_3 porque o nitrogênio é mais eletronegativo que o boro.
- A molécula NF_3 é polar porque tem estrutura piramidal e hibridização sp^3 do átomo central.

74. Enem 2017 A cromatografia em papel é um método de separação que se baseia na migração diferencial dos componentes de uma mistura entre duas fases imiscíveis. Os componentes da amostra são separados entre a fase estacionária e a fase móvel em movimento no papel. A fase estacionária consiste de celulose praticamente pura, que pode absorver até 22% de água. É a água absorvida que funciona como fase estacionária líquida e que interage com a fase móvel, também líquida (partição líquido-líquido). Os componentes capazes de formar interações intermoleculares mais fortes com a fase estacionária migram mais lentamente. Uma mistura de hexano com 5% (v/v) de acetona foi utilizada como fase móvel na separação dos componentes de um extrato vegetal obtido a partir de pimentões. Considere que esse extrato contém as substâncias representadas.

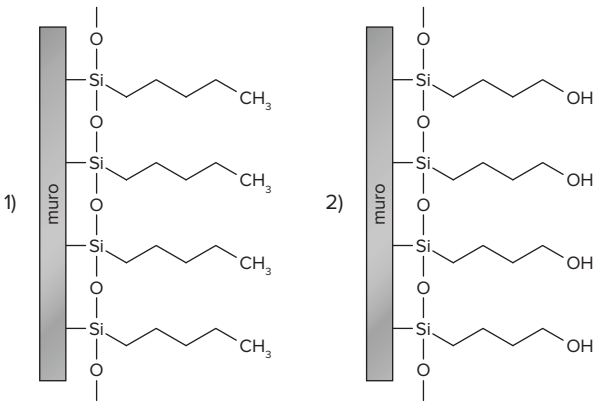


RIBEIRO, N. M.; NUNES, C. R. Análise de pigmentos de pimentões por cromatografia em papel. *Química Nova na Escola*, n. 29, ago. 2008 (adaptado).

A substância presente na mistura que migra mais lentamente é o(a)

a) licopeno.
b) α-caroteno.
c) γ-caroteno.
d) capsorubina.
e) α-criptoxantina.

75. **Unicamp-SP 2017** Uma alternativa encontrada nos grandes centros urbanos para se evitar que pessoas desorientadas urinem nos muros de casas e estabelecimentos comerciais é revestir esses muros com um tipo de tinta que repele a urina e, assim, "devolve a urina" aos seus verdadeiros donos. A figura a seguir apresenta duas representações para esse tipo de revestimento.



Como a urina é constituída majoritariamente por água, e levando-se em conta as forças intermoleculares, pode-se afirmar corretamente que

a) os revestimentos representados em 1 e 2 apresentam a mesma eficiência em devolver a urina, porque ambos apresentam o mesmo número de átomos na cadeia carbônica hidrofóbica.

b) o revestimento representado em 1 é mais eficiente para devolver a urina, porque a cadeia carbônica é hidrofóbica e repele a urina.

c) o revestimento representado em 2 é mais eficiente para devolver a urina, porque a cadeia carbônica apresenta um grupo de mesma polaridade que a água, e, assim, é hidrofóbica e repele a urina.

d) o revestimento representado em 2 é mais eficiente para devolver a urina, porque a cadeia carbônica apresenta um grupo de mesma polaridade que a água, e, assim, é hidrofílica e repele a urina.

76. **Unesp** Os fornos de micro-ondas são aparelhos que emitem radiações eletromagnéticas (as micro-ondas) que aquecem a água e, consequentemente, os alimentos que a contêm. Isso ocorre porque as moléculas de água são polares, condição necessária para que a interação com esse tipo de radiação seja significativa. As eletronegatividades para alguns elementos são apresentadas na tabela a seguir.

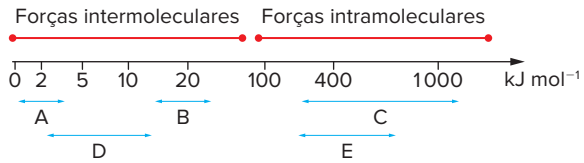
Eletronegatividade (X)	Elemento químico
2,2	Hidrogênio (H)
2,6	Carbono (C)
3,4	Oxigênio (O)

a) Com base nessas informações, forneça a fórmula estrutural e indique o momento dipolar resultante para a molécula de água.

b) Sabendo que praticamente não se observam variações na temperatura do dióxido de carbono quando este é exposto à ação das radiações denominadas micro-ondas, forneça a estrutura da molécula de CO_2. Justifique sua resposta, considerando as diferenças nas eletronegatividades do carbono e do oxigênio.

Forças intermoleculares

77. **UFRGS 2024** Considere a seguinte escala de energia (em kJ mol^{-1}) para as forças inter e intramoleculares mais relevantes que podem ocorrer nas moléculas: covalente, dipolo-dipolo, iônica, dispersão e ligações de hidrogênio.



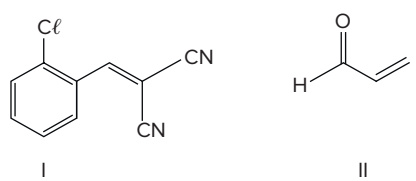
A energia das forças dipolo-dipolo e covalente corresponderia, respectivamente, às regiões assinaladas pelas letras

a) A e C.
b) A e E.
c) B e D.
d) C e B.
e) D e E.

78. **UFRGS 2025** Assinale a alternativa correta para compostos que apresentam ligações covalentes, ligações iônicas, ligações metálicas e ligações de hidrogênio intermoleculares, nesta ordem.

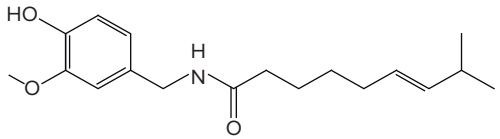
a) $COC\ell_2$; KBr; $C_{grafite}$; HF.
b) NO_2; NaI; Ni; HBr.
c) $CH_3C\ell$; $CsC\ell$; Li; H_2O.
d) H_2SO_4; CaO; P_4; HNO_3.
e) RbI; BeH_2; Xe; $HC\ell O_2$.

79. **FGV-SP** Algumas substâncias químicas consideradas de baixa toxicidade são empregadas pela polícia na forma de *sprays* de soluções aquosas para conter manifestações violentas e brigas de torcidas em jogos de futebol em estádios, pois irritam os olhos, causando cegueira temporária. Entre essas substâncias, estão os gases lacrimogêneos e *sprays* de pimenta.



I II

Gases lacrimogêneos



III

Spray de pimenta

As principais forças intermoleculares que ocorrem nas interações das substâncias I, II e III com a água são, respectivamente:

a) dipolo-dipolo; dipolo-dipolo; ligação de hidrogênio.

b) dipolo-dipolo; ligação de hidrogênio; dipolo-dipolo.

c) dipolo-induzido; ligação de hidrogênio; dipolo-dipolo.

d) dipolo-induzido; dipolo-dipolo; ligação de hidrogênio.

e) ligação de hidrogênio; dipolo-induzido; ligação de hidrogênio.

80. UPF-RS 2018 Muitas das propriedades físicas das substâncias moleculares, como temperatura de fusão, temperatura de ebulição e solubilidade, podem ser interpretadas com base na polaridade das moléculas. Essa polaridade se relaciona com a geometria molecular e com o tipo de interações intermoleculares.
O quadro a seguir apresenta algumas substâncias e suas respectivas temperaturas de ebulição a 1 atm.

Substância		TE (°C)
A	CH_4	−161,5
B	$HC\ell$	−85
C	H_2O	99,97

Com base nas informações apresentadas, analise as seguintes afirmativas:

I. Quanto mais intensas forem as forças intermoleculares, maior a temperatura de ebulição de uma substância molecular.

II. As interações intermoleculares nas moléculas são A: dipolo induzido-dipolo induzido; B: dipolo-dipolo; C: ligação de hidrogênio.

III. A geometria molecular e a polaridade das substâncias são: A: tetraédrica e apolar; B: linear e polar; C: linear e polar.

Está **incorreto** apenas o que se afirma em:

a) III.

b) I e III.

c) I e II.

d) II e III.

e) I.

81. UEPG-PR 2018 Sobre forças intermoleculares, assinale o que for correto.

01 Moléculas de ácido fluorídrico (HF) estabelecem ligação de hidrogênio.

02 A existência de ligação de hidrogênio entre as moléculas em um determinado composto interfere no seu ponto de ebulição.

04 Forças intermoleculares do tipo Dipolo-Dipolo são mais fortes que ligações de hidrogênio.

08 Moléculas de ácido sulfídrico (H_2S) interagem pela presença da ligação de hidrogênio.

Soma:

82. UEPG-PR 2016 Os átomos dos elementos Na (Z = 11), O (Z = 8) e H (Z = 1) combinam-se formando compostos. Sobre o assunto, assinale o que for correto.

01 Dois átomos de H podem ligar-se a um átomo de O, formando uma molécula com geometria linear.

02 A ligação química existente entre O e H, no composto NaOH, é uma ligação covalente.

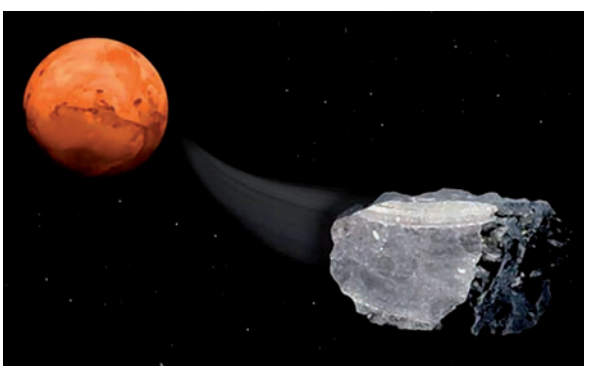
04 Átomos de Na e H formam uma ligação covalente no composto NaH.

08 A ligação química existente entre Na e O no composto Na_2O é do tipo iônica.

16 No composto NaOH, a força intermolecular é do tipo dipolo instantâneo-dipolo induzido ou dispersão de London.

Soma:

83. Fepar-PR 2016 Pela análise de amostras de seis meteoritos marcianos, cientistas descobriram que todas continham metano, o que mantém a possibilidade de haver sinais de vida em Marte. O metano pode ser usado como fonte de energia (alimento) para formas primitivas de vida na superfície marciana, pois há micróbios na Terra que fazem isso.
Sobre a molécula de metano (CH_4), julgue as afirmativas.



As moléculas de metano são apolares e se unem entre si por forças de Van der Waals.

O carbono do metano possui quatro orbitais híbridos na forma sp^3, formando ângulos de 109°28'.

A molécula de metano possui geometria piramidal.

Ao procurar os pontos de ebulição do metano e do cloreto de hidrogênio ($HC\ell$), pode-se afirmar que, nas mesmas condições, o ponto de ebulição do metano é maior que o do cloreto de hidrogênio.

O metano é o principal componente do gás natural (GNV).

84. UEPG-PR 2016 A amônia líquida (NH_3), utilizada em máquinas de refrigeração, pode ser transformada em gás e decomposta nos gases N_2 e H_2. Sobre o assunto, assinale o que for correto.

Dados: N (Z = 7); H (Z = 1)

01 A decomposição da amônia é uma transformação física em que os gases N_2 e H_2 são formados por ebulição.

02 A interação intermolecular que mantém as moléculas de amônia unidas é chamada de forças de dispersão de London.

04 A passagem da amônia líquida para o estado gasoso é uma transformação física chamada de vaporização.

08 A amônia é uma molécula constituída de ligações covalentes e possui geometria molecular piramidal.

Soma:

85. UEPG-PR O gelo seco é o dióxido de carbono (CO_2) solidificado, utilizado em sistemas de refrigeração. Sobre o dióxido de carbono, assinale o que for correto.

Dados: C (Z = 6); O (Z = 8)

01 Os íons que compõem o CO_2 promovem a solidificação do gás.

02 A molécula de CO_2 é formada por duplas-ligações.

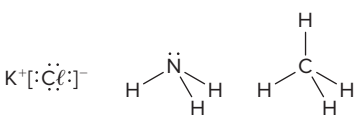
04 A força intermolecular que promove a interação entre suas moléculas é do tipo dipolo-dipolo.

08 A ligação química existente entre seus átomos é a ligação covalente.

16 A geometria das moléculas é angular, semelhante à geometria das moléculas da água.

Soma:

86. Faesa-ES 2024 Sobre as estruturas a seguir:



Assinale a única afirmação correta:

a) A molécula do dióxido de enxofre é formada por ligação coordenada.

b) A amônia (NH_3) apresenta molécula piramidal apolar.

c) As moléculas do metano (CH_4) se unem por ligações de hidrogênio.

d) O composto $KC\ell$ é formado por ligação covalente.

87. UFSC 2025 Os elementos mais abundantes no corpo humano são oxigênio, hidrogênio, carbono e nitrogênio, pois estão presentes na estrutura de vários aminoácidos, enzimas e outras moléculas essenciais para o funcionamento do nosso organismo. Sobre o assunto, é correto afirmar que:

01 o oxigênio, essencial à respiração humana, é absorvido pelo organismo como moléculas de O_2, nas quais há uma tripla ligação entre os átomos.

02 o carbono tem raio atômico similar ao do cálcio, o que permite que o primeiro substitua o segundo na composição dos ossos humanos.

04 em um aminoácido constituído apenas por carbono, hidrogênio, oxigênio e nitrogênio, os átomos estão unidos por ligações covalentes.

08 a água, que é um importante constituinte do corpo humano, é formada por átomos de hidrogênio e oxigênio unidos por ligações covalentes.

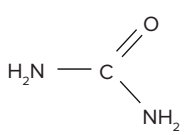
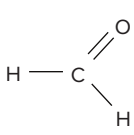
16 os aminoácidos presentes no meio biológico são moléculas que contêm metais e formam ligações de hidrogênio com as moléculas de água.

Soma:

88. UFSC Em meados de maio de 2013, foram recolhidos diversos lotes de leite não recomendados para o consumo após ter sido comprovada a adulteração do leite no Rio Grande do Sul. De acordo com as investigações, para aumentar o lucro, os fraudadores misturavam água e ureia agrícola ao leite. A ureia agrícola consiste em ureia contendo 0,2% em massa de formol e o formol é uma solução aquosa contendo 40% em massa de metanal. Cerca de cinco empresas de transporte de leite adulteraram o produto "cru" a ser entregue para a indústria. A fiscalização periódica realizada pelo Serviço de Inspeção Federal detectou as primeiras alterações ainda em julho de 2012, através dos testes de qualidade do produto. A adulteração tinha como objetivo aumentar o volume com água e tentar manter os padrões do leite. A fraude ocorreu no transporte e não na indústria, mas mesmo depois do processo de pasteurização é possível detectar a adulteração do produto.

Disponível em: http://g1.globo.com/rs/rio-grande-do-sul/noticia/2013/05/ministerio-publico-faz-operacao-contra-adulteracao-de-leite-no-rs.html. Acesso em: 24 ago. 2013. (Adapt.)

Fórmulas estruturais:

	
ureia	metanal

Assinale a(s) proposição(ões) **CORRETA(S)**.

01 Em 10 kg de ureia agrícola há 8 g de metanal.

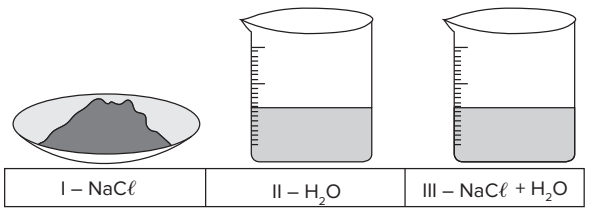
02 A solubilidade do metanal em água é maior que a do pentanal.

FRENTE 1

04 Devido à presença do grupo carbonila, as moléculas de metanal interagem entre si por ligações de hidrogênio.
08 As moléculas de ureia interagem entre si por ligações de hidrogênio.
16 O ponto de fusão da ureia é maior que o do metanal.
32 O átomo de oxigênio e o átomo de nitrogênio apresentam o mesmo número de elétrons nas suas camadas de valência.

Soma:

89. **UFG-GO** Têm-se dois sistemas homogêneos, cloreto de sódio e água, que, ao serem misturados, formam um terceiro sistema homogêneo, conforme esquema abaixo.



Os tipos de ligação ou interação entre as entidades formadoras dos sistemas I, II e III são, respectivamente,

a) I – ligação iônica; II – ligação covalente e ligação de hidrogênio; III – interação íon-dipolo, ligação covalente e ligação de hidrogênio.
b) I – ligação iônica; II – ligação iônica, ligação covalente e ligação de hidrogênio; III – ligação de hidrogênio, ligação covalente e interação íon-dipolo.
c) I – ligação covalente; II – ligação covalente e ligação de hidrogênio; III – ligação covalente, ligação iônica e ligação de hidrogênio.
d) I – ligação metálica; II – ligação metálica, ligação covalente e ligação de hidrogênio; III – interação íon-dipolo, ligação covalente e ligação de hidrogênio.
e) I – ligação covalente; II – ligação de hidrogênio e ligação covalente; III – ligação covalente, interação íon-dipolo e ligação de hidrogênio.

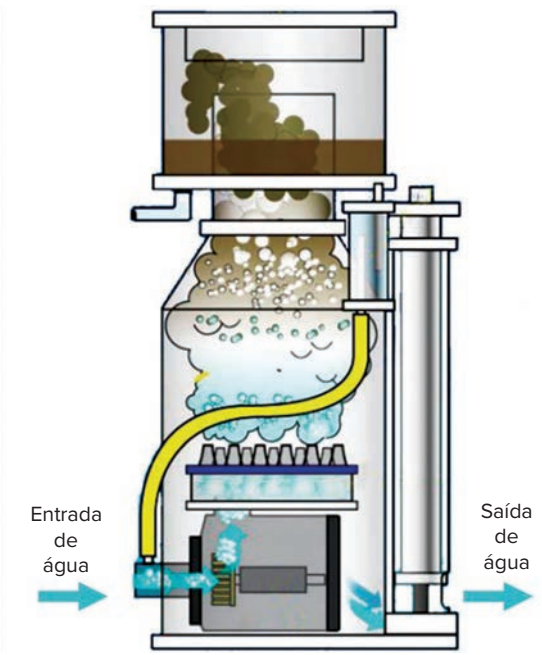
90. **UEPG-PR** O metano, composto majoritário do gás natural, queima com chama clara e pouca emissão de fumaça através da reação abaixo. Sobre esse processo e os compostos nele envolvidos, assinale o que for correto.

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2\uparrow + 2\,H_2O$$

01 É uma reação de combustão parcial envolvendo transferência de elétrons.
02 O reagente metano é um composto onde as ligações intermoleculares são do tipo ligações (pontes) de hidrogênio.
04 Os reagentes e os produtos são compostos covalentes.
08 Cada molécula reagente de O_2 apresenta uma ligação sigma e uma ligação pi.
16 O gás carbônico formado é um composto molecular resultante do compartilhamento de elétrons.

Soma:

91. **Fuvest-SP 2021**



Disponível em https://blog.merinedepot.com/. Adaptado.

Em aquários de água marinha, é comum o uso do equipamento chamado "*Skimmer*", aparato em que a água recebe uma torrente de bolhas de ar, como representado na figura, levando a matéria orgânica até a superfície, onde pode ser removida. Essa matéria orgânica eliminada é composta por moléculas orgânicas com parte apolar e parte polar, enquanto as bolhas formadas têm caráter apolar. Esse aparelho, no entanto, tem rendimento muito menor em aquários de água doce (retira menos quantidade de material orgânico por período de uso).
Considerando que todas as outras condições são mantidas, o menor rendimento desse aparato em água doce do que em água salgada pode ser explicado porque

a) a polaridade da molécula de água na água doce é maior do que na água salgada, tornando as partes apolares das moléculas orgânicas mais solúveis.
b) a menor concentração de sais na água doce torna as regiões apolares das moléculas orgânicas mais solúveis do que na água salgada, prejudicando a interação com as bolhas de ar.
c) a água doce é mais polar do que água salgada por ser mais concentrada em moléculas polares como a do açúcar, levando as partes polares das moléculas orgânicas a interagir mais com a água doce.
d) a reatividade de matéria orgânica em água salgada é maior do que em água doce, fazendo com que exista uma menor quantidade de material dissolvido para interação com as bolhas de ar.
e) a concentração de sais na água marinha é maior, o que torna as partes apolares das moléculas orgânicas mais propensas a interagir com os sais dissolvidos, promovendo menor interação com as bolhas de ar.

92. **Fasm-SP 2016** A água oxigenada é uma solução aquosa de peróxido de hidrogênio (H_2O_2) indicada como agente bactericida nos ferimentos externos. É comercializada em frascos de plásticos opacos, pois a luz é um dos fatores responsáveis pela decomposição do peróxido de hidrogênio em água e gás oxigênio (O_2).

a) Escreva a fórmula estrutural do peróxido de hidrogênio, sabendo que nessa estrutura os átomos de oxigênio estão ligados entre si e que cada átomo de hidrogênio está ligado a um átomo de oxigênio. Indique o nome da força intramolecular que mantém unidos os átomos presentes em sua estrutura.

b) Na decomposição de 136 g de peróxido de hidrogênio foram liberados 38 L de gás oxigênio. Considere que a massa molar do peróxido de hidrogênio seja, aproximadamente 34 g/mol e que o volume molar do gás oxigênio, a 0 °C e 1 atm, seja 22,4 L/mol. Escreva a equação balanceada que representa a decomposição do peróxido de hidrogênio e calcule o rendimento dessa reação. Apresente os cálculos.

93. **EsPCEx-SP 2019 (Adapt.)** Quando ocorre a combustão completa de quaisquer hidrocarbonetos, há a produção dos compostos gás carbônico (CO_2) e água (H_2O). Acerca dessas substâncias afirma-se que:

I. as moléculas CO_2 e H_2O apresentam a mesma geometria molecular.

II. a temperatura de ebulição da água é maior que a do CO_2, pois as moléculas de água na fase líquida se unem por ligação de hidrogênio, interação intermolecular extremamente intensa.

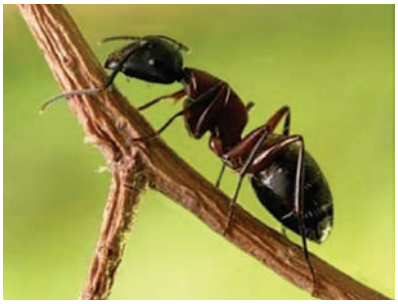
III. a molécula de CO_2 é polar e a de água é apolar.

IV. a temperatura de fusão do CO_2 é maior que a da água, pois, diferentemente da água, a molécula de CO_2 apresenta fortes interações intermoleculares por apresentar geometria angular.

Estão corretas apenas as afirmativas

a) I, II e IV.
b) II, III e IV.
c) I, III e IV.
d) III e IV.
e) Apenas II.

94. **UPF-RS 2022** Os ácidos carboxílicos são compostos que possuem o grupamento carboxila. Em geral, são mais fracos que os ácidos inorgânicos e mais fortes que outros compostos orgânicos. São os compostos que dão origem aos ácidos graxos (ácidos com mais de 10 carbonos) e lipídios e são os responsáveis pelo suor característico de cada ser humano. Um exemplo é o ácido fórmico, que foi obtido pela primeira vez a partir da maceração de formigas (daí o nome fórmico). É um líquido incolor, de cheiro irritante e que provoca irritação nos tecidos e mucosas.



(Fonte: http://portaldoprofessor.mec.gov.br/fichaTecnicaAula.html?aula=24025)

Na tabela a seguir, estão representados alguns ácidos carboxílicos.

Composto	I	II	III	IV
Fórmula molecular	CH_2O_2	$C_2H_4O_2$	$C_3H_6O_2$	$C_4H_8O_2$

Sobre esses ácidos, analise as afirmativas a seguir e identifique-as como verdadeiras (V) ou falsas (F):

( ) A temperatura de ebulição (°C) é maior no composto I.
( ) A temperatura de ebulição (°C) é maior no composto IV.
( ) O composto I trata-se do ácido metanoico.
( ) O composto II trata-se do ácido etanodioico.
( ) As temperaturas de ebulição (°C) dos compostos I e II são iguais.

A alternativa que preenche corretamente os quadros, de cima para baixo, é:

a) V – F – F – V – V.
b) F – F – V – F – V.
c) F – V – V – F – F.
d) F – V – V – V – F.
e) V – V – F – F – F.

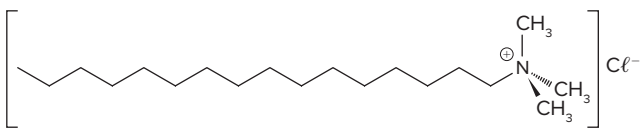
95. **Unichristus-CE 2023**

Tensoativos catiônicos: condicionadores

Por apresentar cargas positivas, o condicionador neutraliza as cargas negativas depositadas nos cabelos pelo xampu, diminuindo a repulsão entre os fios. Os íons carregados positivamente aderem aos fios (e aos tecidos), formando uma camada uniforme que tem forte atração pela água. É por isso que os fios ficam mais úmidos, reduzindo a fricção dos fios, tornando-os mais fáceis de penetrar. Os tensoativos catiônicos também possuem grande afinidade com a proteína queratina dos fios do cabelo, tornando-os mais macios e brilhosos.

Disponível em: https://brasilescola.uol.com.br/quimica/condicionadores.htm. Acesso em 11/04/2023.

A seguir, tem-se um exemplo de substância que pode ser utilizada como condicionador.

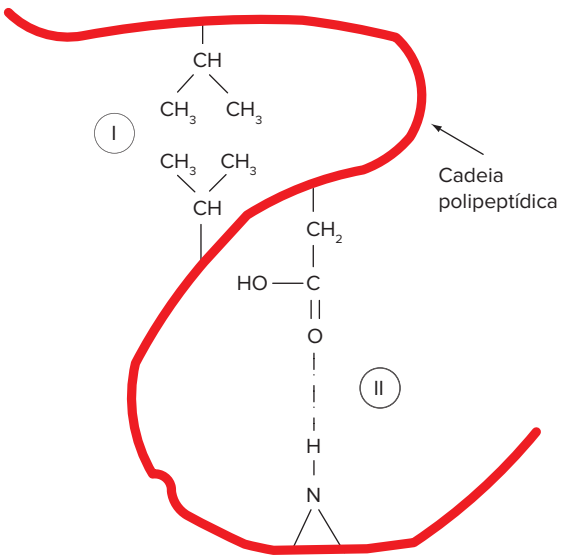


Cloreto de hexadecilitrimetilamônio

A partir da análise da fórmula estrutural do agente tensoativo e das informações do texto, infere-se que esse condicionador

a) possui interações de caráter covalente com as moléculas das substâncias que compõem o xampu.
b) contém ânion cloreto, que pode sofrer hidrólise, tornando o meio ácido.
c) apresenta fortes interações por pontes de hidrogênio com a água.
d) reduz a fricção entre os fios por meio de fortes interações íon-dipolo.
e) forma principalmente interações por dipolo induzido com a proteína queratina.

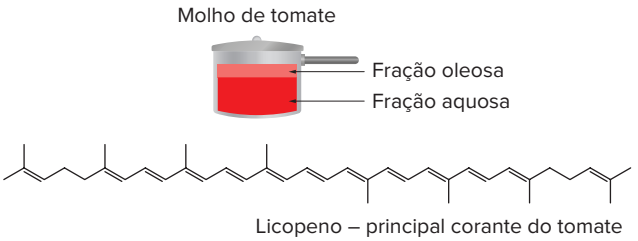
96. **PUC-RS** Quando uma célula produz uma proteína, a cadeia de polipeptídio dobra-se espontaneamente para assumir certa forma. Um dos dobramentos dessa cadeia polipeptídica envolve várias forças de interação entre várias cadeias laterais de aminoácidos, conforme exemplificado no esquema a seguir.



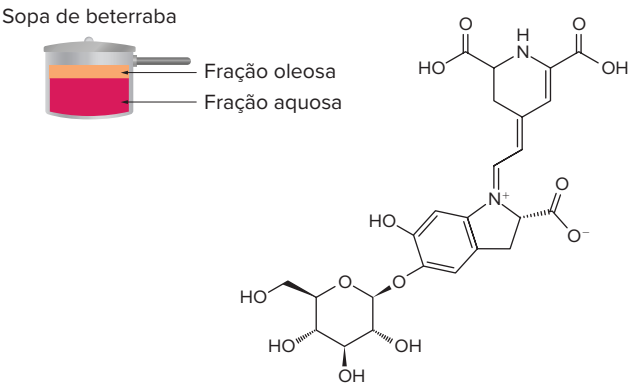
Os tipos de forças de interação que ocorrem em (I) e (II) são, respectivamente:

a) dipolo-dipolo e ligação de hidrogênio.
b) ligação de hidrogênio e dipolo-dipolo.
c) dipolo induzido-dipolo induzido e ligação de hidrogênio.
d) dipolo induzido-dipolo induzido e dipolo-dipolo.
e) dipolo induzido-dipolo e dipolo-dipolo.

97. **Fuvest-SP 2020** Ao se preparar molho de tomate (considere apenas a fervura de tomate batido com água e azeite), é possível observar que a fração aquosa (fase inferior) fica vermelha logo no início e a fração oleosa (fase superior), inicialmente com a cor característica do azeite, começa a ficar avermelhada conforme o preparo do molho. Por outro lado, ao se preparar uma sopa de beterraba (considere apenas a fervura de beterraba batida com água e azeite), a fração aquosa (fase inferior) fica com a cor rosada e a fração oleosa (fase superior) permanece com sua coloração típica durante todo o processo, não tendo sua cor alterada.



Licopeno – principal corante do tomate



Betanina – principal corante da beterraba

Considerando que as informações apresentadas no texto e no quadro, a principal razão para a diferença de coloração descrita é que a fração oleosa

a) fica mais quente do que a aquosa, degradando a betanina; o mesmo não é observado com o licopeno, devido à sua cadeia carbônica longa.
b) está mais exposta ao ar, que oxida a betanina; o mesmo não é observado com o licopeno, devido à grande quantidade de duplas-ligações.
c) é apolar e a betanina, polar, havendo pouca interação; o mesmo não é observado com o licopeno, que é apolar e irá interagir com o azeite.
d) é apolar e a aquosa, polar, mantendo-se separadas; o licopeno age como um surfactante misturando as fases, colorindo a oleosa, enquanto a betanina não.
e) tem alta viscosidade, facilitando a difusão do licopeno, composto de menor massa molar; o mesmo não é observado para a betanina, com a maior massa.

▶ **Note e adote:** massas molares (g/mol)
Licopeno = 537; betanina = 551

98. **UFSC 2019**

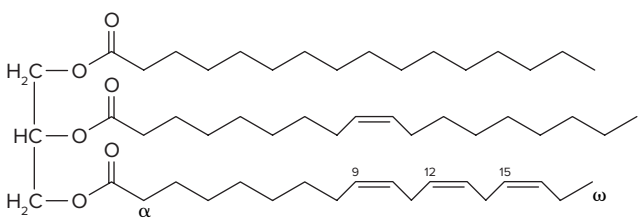
Brasileiros comem quase tanta carne como americanos, mas a desigualdade social e o poder aquisitivo distorcem a "distribuição dos bifes" no Brasil

Em média, cada brasileiro deve consumir em 2018 cerca de 90 kg de carne. A diferença é relativamente pequena para a média americana, que neste ano deve ultrapassar pela primeira vez a marca dos 100 kg por pessoa. As semelhanças, no entanto, param por aí. O professor Paulo Rossi, do Laboratório de Pesquisas em Bovinocultura da Universidade Federal do Paraná,

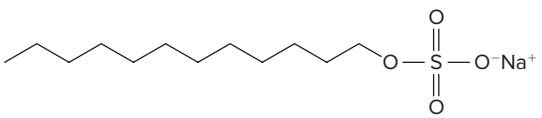
conduziu uma pesquisa com alunos da pós-graduação da UFPR em 2016 que mostrou que o brasileiro decide que carne irá comer conforme o dinheiro que tem no bolso: sabemos que tem gente que passa mais de um mês sem comer carne vermelha, enquanto outros comem um quilo de picanha a R$ 50 o quilo apenas no churrasco do fim de semana, pondera Paulo Rossi. Em termos absolutos, é o frango que faz o consumo *per capita* de carne do brasileiro se aproximar da média americana, justamente por "pesar menos no bolso".

Disponível em: www.gazetadopovo.com.br/agronegocio/pecuaria/brasileiros-comem-quase-tanta-carne-como-americanos-mas-so-na-aparencia-4g3fcb1sxn vrfmmit6uao4jhn/. [Adaptado]. Acesso em: 15 out. 2018.

Sabe-se que a carne possui quantidades significativas de proteínas e gorduras (lipídios), entre outros constituintes. Após contato com a carne, é sabido que os recipientes ficam impregnados da gordura, que se solidifica com o resfriamento do alimento, e frequentemente recorre-se ao uso de detergentes para a completa limpeza. Moléculas representativas da gordura (um triglicerídeo) e de detergente (dodecilsulfato de sódio, um surfactante) são mostradas a seguir:



Triglicerídeo (lipídio)



Dodecilsulfato de sódio (surfactante)

Sobre o assunto e com base nas informações anteriores, é correto afirmar que:

01 ao lavar com água quente um prato sujo com gordura, aumenta-se a polaridade das moléculas de triglicerídeos, o que as torna solúveis em água e, portanto, facilmente removíveis do prato.

02 as moléculas de dodecilsulfato de sódio presentes no detergente são capazes de interagir com a água (polar) e também com triglicerídeos (apolares).

04 detergentes são eficazes em remover gorduras, pois estabelecem ligações iônicas com as moléculas de água e ligações covalentes com as moléculas de gordura, permitindo a interação entre substâncias polares e apolares.

08 em sua estrutura, a molécula do triglicerídeo mostrada no enunciado possui insaturações e átomos de carbono com hibridização sp, o que permite sua interação direta e efetiva com as moléculas de água, tornando-as hidrofílicas.

16 na molécula de dodecilsulfato de sódio, há ligações covalentes formadas entre átomos de carbono e de hidrogênio, formando uma cadeia alifática e saturada.

32 a solidificação da gordura da carne na superfície de um prato após o resfriamento do alimento caracteriza um fenômeno químico, uma vez que a gordura se converte em um sólido hidrofóbico nesse processo.

Soma:

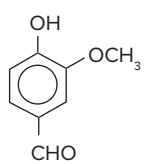
99. UFJF-MG 2019 Em breve, telas de telefones celulares serão produzidas com um material capaz de se autorregenerar quando riscado ou mesmo quebrado. Considere um composto sólido hipotético, constituído por moléculas altamente polares e que contenha apenas átomos de carbono, nitrogênio e oxigênio. Quando telas produzidas com esse material forem quebradas, as forças intermoleculares serão fortes o suficiente para unir as duas partes: as moléculas do material irão se juntar e colar as duas partes, restaurando seu estado original. Agora responda aos itens abaixo:

a) Classifique o composto sólido hipotético como iônico ou molecular.

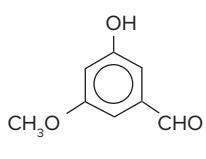
b) Indique qual força intermolecular seria a responsável pela autorregeneração da tela do telefone celular.

c) Uma opção para se proteger a tela de vidro comum é o uso de películas adesivas. Os adesivos são compostos por substâncias apolares e podem aderir a praticamente qualquer superfície. Qual força intermolecular mantém a película colada ao vidro?

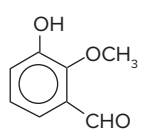
100. UFMG A estrutura I representa a vanilina, molécula responsável pelo aroma da baunilha, e as estruturas II, III e IV representam três de seus isômeros.



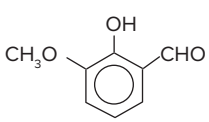
(I)



(II)



(III)



(IV)

Todas essas moléculas podem formar ligações de hidrogênio entre grupos pertencentes à mesma molécula, exceto:

a) I.
b) II.
c) III.
d) IV.

FRENTE 1

BNCC em foco

EM13CNT306

1. Leia o texto a seguir.

Quando um raio cai no mar, até onde vai a eletricidade?

Uma pessoa nadando a até 50 m do ponto de incidência da descarga elétrica sofreria um choque de mais de 300 mA (miliampère). Resultado: um ataque cardíaco fulminante.

NADAI, Mariana. Quando um raio cai no mar, até onde vai a eletricidade? *Superinteressante*, 22 fev. 2024. Disponível em: https://super.abril.com.br/mundo-estranho/quando-um-raio-cai-no-mar-ate-onde-vai-a-eletricidade/. Acesso em: 14 jul. 2025.

Os riscos de permanecer no mar ou na areia da praia durante uma tempestade são enormes, por isso a recomendação é que os banhistas deixem esses locais imediatamente quando perceberem situações de perigo. Considerando seus conhecimentos sobre ligações químicas, explique o que permite a condução de eletricidade no mar e, consequentemente, pode trazer grandes prejuízos aos banhistas que permanecem na água durante as tempestades.

EM13CNT307

2. As queimaduras são um acidente doméstico comum e ocorrem, em grande parte dos casos, na cozinha das residências. Para facilitar o manuseio das panelas e aumentar a segurança dos usuários, os fabricantes desses acessórios utilizam materiais específicos nos cabos. Há algum tempo, eram comuns cabos de panela feitos de madeira, mas hoje normalmente são compostos de plásticos variados.

O uso de madeira ou plástico nos cabos protege as mãos dos usuários das panelas porque

a) os plásticos e a madeira são materiais inertes diante do aumento de temperatura devido às suas ligações iônicas.

b) os plásticos e a madeira são formados majoritariamente por ligações covalentes e são maus condutores de calor.

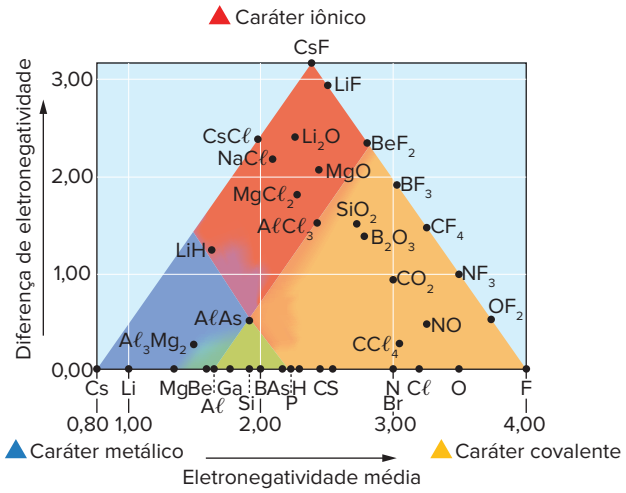
c) a madeira é um material natural, e assim como todo material desse tipo, é má condutora de calor.

d) os plásticos são formados por ligações metálicas mais fracas do que as presentes no corpo das panelas.

e) os plásticos podem derreter em altas temperaturas, permitindo à pessoa tirar a mão antes de se queimar.

EM13CNT302

3. O diagrama de van Arkel-Ketelaar, apresentado a seguir, traz informações sobre o caráter metálico, iônico ou covalente de ligações químicas formadas em compostos binários.



Fonte: KOTZ, John C.; TREICHEL, Paul M.; TOWNSEND, John R. *Chemistry & Chemical Reactivity*. 8. ed. California (USA), Brooks/Cole: Cengage Learning, 2012. p. 1015.

Analisando o gráfico, é possível notar que a substância _____(I)_____ tem caráter covalente mais pronunciado do que a substância _____(II)_____.

Assinale a alternativa que completa corretamente a frase acima.

a) (I) $A\ell As$; (II) $CC\ell_4$.

b) (I) $MgC\ell_2$; (II) SiO_2.

c) (I) B_2O_3; (II) SiO_2.

d) (I) LiF; (II) OF_2.

e) (I) MgO; (II) LiH.

Matthew Thomas Allen/Shutterstock.com

Gêiser em Norris Geyser Basin, no Parque Nacional de Yellowstone, Wyoming, EUA.

FRENTE 2

CAPÍTULO

1

Estados físicos e suas mudanças

No dia a dia, convivemos com uma grande quantidade de substâncias e misturas que podem ser encontradas em diversas formas na natureza. Um exemplo bastante conhecido é o da água, que pode se apresentar no ambiente de várias maneiras, como nos lagos, nos gêiseres e nas geleiras.

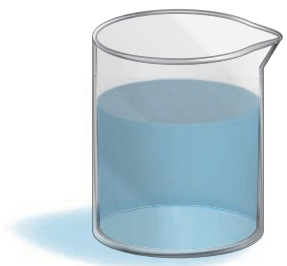
Estados físicos

A intuição humana distingue três diferentes formas de agregação de moléculas, segundo percepções de volume e formato.

No estado sólido, o formato e o volume da substância estão bem definidos, pois independem do recipiente que a contém.

Representação do estado sólido: forma e volume definidos.

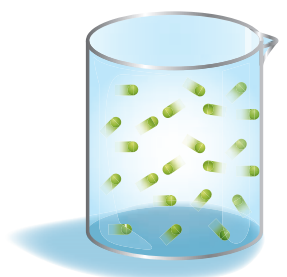
No estado líquido, a substância adquire a forma do recipiente em que se encontra, portanto a forma é variável. Mas, se despejarmos 1 litro de refrigerante em um jarro, por mais que o líquido adquira a forma deste, continuará a ter o mesmo volume. Esse caso mostra que o volume dos líquidos é definido.



Representação do estado líquido: forma variável e volume definido.

No estado de vapor (ou gasoso), além de as substâncias adquirirem o formato do recipiente, ocupam-no por completo, mesmo que para isso precisem sofrer expansão ou compressão. É o que ocorre quando confinamos uma quantidade de gás no interior de uma seringa: podemos aplicar uma pressão sobre seu êmbolo e reduzir o volume que ocupa ou puxar o êmbolo, aumentando o volume.

Logo, no estado de vapor, tanto a forma como o volume são variáveis.



Representação do estado gasoso: forma e volume variáveis. Apesar de não serem visíveis, o interior do recipiente e o seu entorno estão repletos de partículas gasosas.

A diferença entre os três estados da matéria deve-se, principalmente, a uma combinação entre as forças de atração e as forças de repulsão entre as moléculas.

Inicialmente, podemos representar, de modo simplificado, as partículas que compõem uma dada substância por esferas, como mostra a figura a seguir.

F_A = Forças de atração

F_R = Forças de repulsão

Representação das forças atrativas e repulsivas em par de moléculas.

Em pressão e temperatura ambientes, as relações entre essas forças podem ser variadas e são definidas pela atração e pela repulsão que conferem a maior estabilidade, que é sinônimo de menor energia.

Para as moléculas, isso pode ocorrer de três formas:

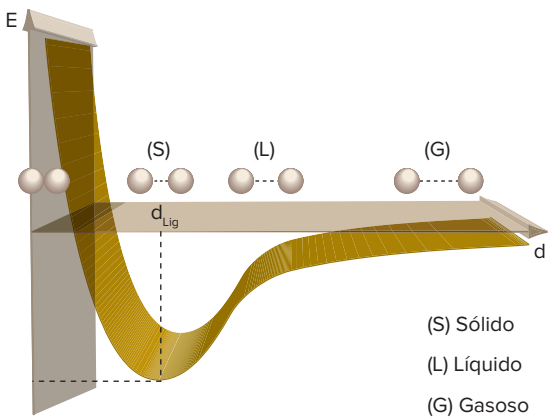


Gráfico representando o poço de energia para os três estados da matéria; energia potencial em função da distância.

No estado sólido, o ponto de menor energia ocorre quando as moléculas estão bem unidas, formando uma estrutura cristalina definida. Nesse caso, as forças de atração prevalecem em relação às de repulsão. No estado gasoso, as moléculas encontram máxima estabilidade quando a distância que as separa é significativamente maior que a dimensão das próprias moléculas. Nessa situação, as forças repulsivas são bem maiores do que as atrativas. O estado líquido é um intermediário entre o sólido e o gasoso, já que a estabilidade ocorre a uma distância média, sem formação de estrutura cristalina. Nessa situação, as forças de atração se equiparam às de repulsão.

Esquematicamente, temos:

Estado	Forma	Volume	Forças
Sólido	Definida	Definido	$F_A > F_R$
Líquido	Variável	Definido	$F_A \cong F_R$
Gasoso	Variável	Variável	$F_A < F_R$

Forma e volume dos três estados da matéria.

É importante salientar que uma substância no estado gasoso pode se comportar de maneiras diferentes, dependendo da temperatura em que o gás se encontra.

O gráfico do diagrama de estado da água pode nos ajudar a entender essas diferenças.

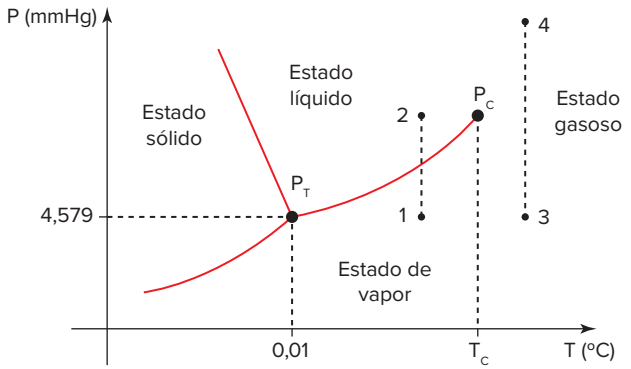


Diagrama de estados para a água.

No diagrama, definimos os pontos notáveis desse gráfico:

Ponto triplo (P_T): representa as condições de pressão e temperatura (que são únicas para cada substância pura) em que coexistem os três estados físicos em equilíbrio dinâmico.

Temperatura crítica (T_C): representa o valor de temperatura mínima para que um gás não possa ser liquefeito por compressão isotérmica, ou seja, aumentando-se a pressão sem alterar a temperatura.

Ponto crítico (P_C): representa as condições de pressão e temperatura (que são únicas para cada substância) limites para não haver ebulição ou liquefação.

Perceba que, pelo caminho 1 → 2, que representa uma compressão isotérmica, o gás passa do estado gasoso para o estado líquido. Já pelo caminho 3 → 4, também por uma compressão isotérmica, não é possível que o gás passe para o estado líquido.

Atenção

Vapor (antes da T_C) $\xrightarrow[\text{isotérmica}]{\text{compressão}}$ líquido

Gás (depois da T_C) $\xrightarrow[\text{isotérmica}]{\text{compressão}}$ gás

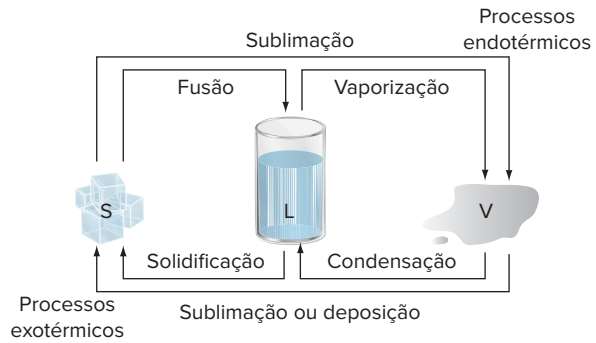
É comum chamarmos de vapor o gás antes da T_C.

Em certos casos, a diferença entre líquidos e sólidos torna-se extremamente difícil de ser percebida, principalmente tratando-se de substâncias viscosas. Define-se viscosidade como a medida da dificuldade de um líquido escorrer. Como exemplo, imaginemos uma lata com um furo pequeno no fundo. Se a enchermos, primeiramente, com água e, depois, com óleo, verificamos que o tempo para o óleo escorrer é bem maior do que para a água. Isso porque o óleo é um líquido mais viscoso. Parafina e vidro são líquidos de viscosidade muito elevada. As características de líquido podem ser observadas pela ação da gravidade e do tempo, fazendo com que vidros escorram lentamente nos vitrais de antigas igrejas e catedrais. A linha tênue que diferencia líquidos viscosos de sólidos é que estes apresentam estrutura cristalina regular definida, que se repete em todas as direções por igual. O vidro não tem estrutura cristalina definida regular, por isso não pode ser chamado de sólido. Alguns livros o classificam como "sólido amorfo".

Observação: Pressão ambiente: 760 mmHg; Temperatura ambiente: 25 °C ou 298 K.

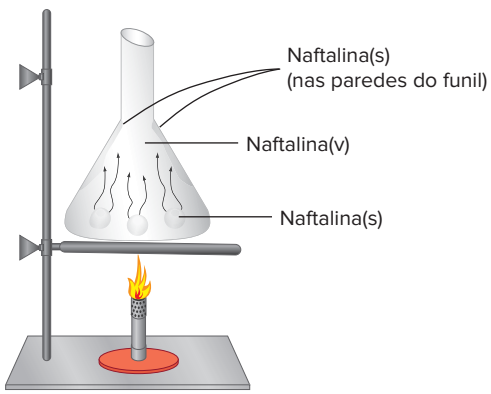
Mudanças de estado físico

As substâncias podem mudar de estado físico de acordo com as variações de pressão e temperatura. Entretanto, vamos focar as mudanças de estado com base somente na variação de temperatura. São elas, esquematicamente:



Representação das mudanças de estado físico.

Como podemos observar, existe a passagem direta do estado sólido para o estado de vapor sem passar pelo estado líquido, por meio de um processo chamado sublimação. Portanto, nem sempre é adequado mencionar o estado líquido como um intermediário entre o sólido e o vapor. São exemplos de substâncias que sublimam o gás carbônico, o iodo e a naftalina. No caso da naftalina, podemos comprovar essa mudança de estado com a seguinte experiência:



Representação da sublimação da naftalina.

O que se pode observar é que a naftalina sublimou ao ser aquecida, passando para o estado de vapor. Quando entrou em contato com as paredes frias do funil, sublimou novamente, passando para o estado sólido.

Já no caso do gás carbônico, a sublimação se dá com o gelo-seco (que é gás carbônico no estado sólido). Quando este é submetido a um abaixamento de pressão, passa diretamente para o estado gasoso, produzindo o efeito de fumaça. À pressão de 1 atm, o gelo-seco sublima a –78 °C e, por isso, em contato com a pele, queima.

A vaporização, no entanto, pode ocorrer de três maneiras diferentes:

- por **evaporação**, que seria a passagem lenta, gradual e espontânea para o estado gasoso. Ocorre sempre a uma temperatura abaixo da temperatura de ebulição do líquido. Para a água, por exemplo, ocorre abaixo de 100 °C;

FRENTE 2

- por **ebulição**, que é a passagem forçada, gradual e com formação de bolhas para o estado gasoso. Ocorre exatamente na temperatura de ebulição do líquido. No caso da água, ocorre a 100 °C, à pressão de 1 atm;
- por **calefação**, que é a passagem forçada e brusca para o estado gasoso. Quando aquecemos uma chapa e pingamos uma gota de água, ela desaparece em poucos segundos por causa da calefação. Ocorre sempre em uma temperatura maior que a temperatura de ebulição do líquido. Para a água, ocorre acima de 100 °C.

Resumidamente:

$$\text{Vaporização} \begin{cases} \text{Evaporação} & T < T_e \\ \text{Ebulição} & T = T_e \\ \text{Calefação} & T > T_e \end{cases}$$

Vale ressaltar que isso é válido para a pressão de 1 atm, já que a água pode ebulir na temperatura ambiente a baixas pressões.

Arquivo da editora

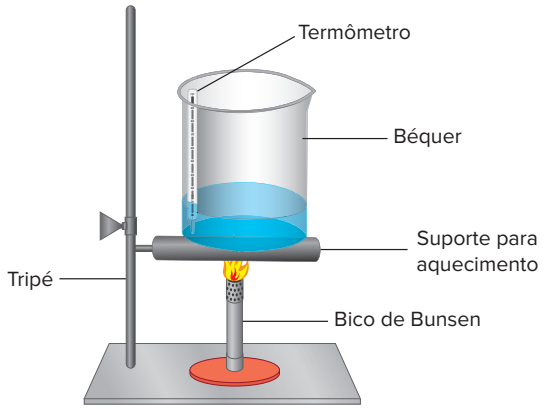
A água pode entrar em ebulição à temperatura ambiente no espaço sideral, onde a pressão é nula.

A condensação pode se dar de duas maneiras diferentes:

- por **condensação** (propriamente dita), termo mais empregado para a passagem do estado de vapor para o líquido pelo abaixamento de temperatura. É o que ocorre quando observamos gotículas de água na parte externa de uma lata de refrigerante após certo tempo em que ela está fora da geladeira. É comum observar no cotidiano pessoas dizendo que a lata está "suando". Na verdade, esse é um termo pouco adequado, já que suar pressupõe que o líquido vem de dentro para fora. O líquido vem do vapor de água no ar atmosférico, o qual, ao entrar em contato com as paredes frias da lata, passa para o estado líquido, formando as gotículas;
- por **liquefação**, termo mais empregado para a passagem de vapor para o líquido por aumento de pressão. É o que ocorre com o gás butano e o gás propano em botijões para cozinha (GLP).

Substância pura *versus* mistura

É possível distinguir uma substância pura de uma mistura, mesmo que isso não seja perceptível a olho nu. Para explicarmos melhor o problema, vamos analisar a seguinte montagem experimental:

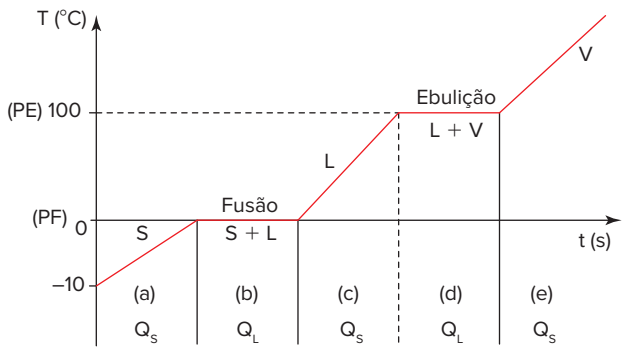


Representação da montagem experimental para o aquecimento de substâncias.

Experimento 1: Aquecimento de água do estado sólido para o estado de vapor.

Experimento 2: Aquecimento de uma solução de água e sal do estado sólido para o estado de vapor.

Ambos os experimentos são realizados na aparelhagem esquematizada na figura anterior. Para cada um, tem-se a respectiva curva de aquecimento. As curvas de aquecimento são gráficos de temperatura *versus* tempo de exposição ao calor.



Curva de aquecimento para o experimento 1.

Atenção

Q_S: calor sensível, responsável pelo aumento de temperatura.
Q_L: calor latente, responsável pela mudança de estado do sistema.

No gráfico para o experimento 1, quando a curva se desloca para cima, estamos indicando um aumento de temperatura. Quando se desloca para a direita, o tempo de exposição do sistema ao calor está aumentando. Cada trecho do gráfico (representado pelas letras a, b, c, d, e) tem um significado diferente, analisados a seguir.

Trecho (a): o sistema está no estado sólido, a –10 °C, de acordo com as condições iniciais. A curva crescente indica que, à medida que o tempo de exposição ao calor aumenta, a temperatura também aumenta.

Nesse trecho, o calor absorvido pelas moléculas serve para aumentar a energia cinética de vibração delas, sem alterar o seu estado de agregação. As mudanças de estado de agregação só ocorrem para substâncias puras com determinados valores de energia para o sistema. Quando esses valores são atingidos, para substâncias puras, toda a energia absorvida pelo sistema será utilizada exclusivamente para mudanças de estado de agregação e não aumentará a energia cinética de vibração das moléculas (temperatura).

Trecho (b): no início desse trecho, a primeira parte, que estava no estado sólido, passa para o estado líquido. Apesar de a exposição ao calor ser contínua, a temperatura permanece constante até que, partícula após partícula, o sistema passe totalmente para o estado líquido. Esse trecho horizontal do gráfico será chamado patamar. Se prolongarmos esse patamar até o eixo das temperaturas, encontramos um ponto importante, que será chamado ponto de fusão, ou temperatura de fusão, como indicado.

Trecho (c): agora o sistema já se encontra totalmente no estado líquido, e a temperatura volta a subir à medida que o tempo de exposição ao calor aumenta.

O aumento de temperatura ocorre pelo fato de que, depois de estabelecido um novo estado de agregação, é preciso um novo aumento de temperatura para que se estabeleça outra mudança. Nesse trecho, toda a energia absorvida será utilizada para aumentar a energia cinética de vibração das moléculas.

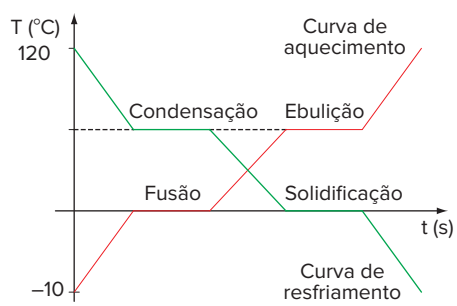
Trecho (d): no início desse trecho, quando a primeira partícula passa do estado líquido para o estado de vapor, a temperatura volta a ficar constante, apesar da contínua exposição ao calor. Dessa forma, estabelece-se um segundo patamar, que termina quando a última partícula líquida muda de estado. Se prolongarmos esse patamar até o eixo das temperaturas, encontramos o ponto de ebulição, ou temperatura de ebulição, como indicado.

Trecho (e): nesse trecho, o sistema já se encontra totalmente no estado de vapor, e sua temperatura volta a subir, até que atinja o equilíbrio térmico com a fonte de calor.

Assim, notamos que, no aquecimento de uma substância pura, o gráfico apresenta dois patamares, em que cada um indica uma mudança de estado físico. No primeiro patamar, durante a fusão, temos uma mistura de líquido e sólido e, durante a ebulição, temos uma mistura de vapor e líquido.

É importante salientar que também podem ser construídas curvas de resfriamento.

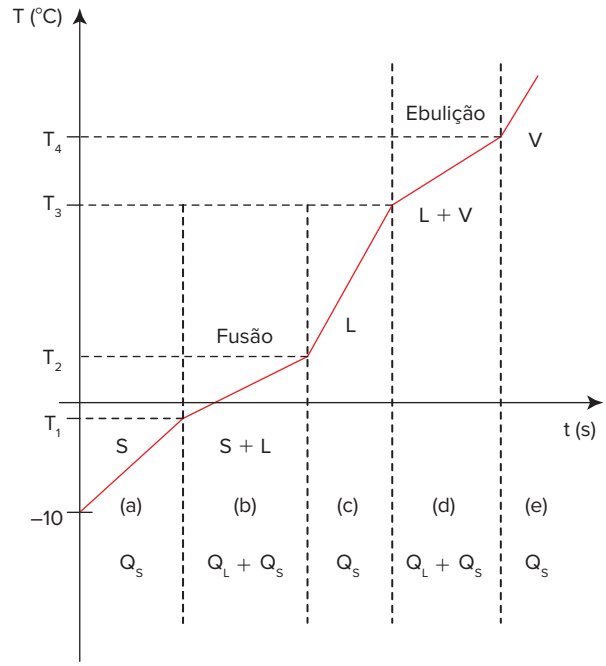
Confrontando ambas, temos:



Comparação entre uma curva de aquecimento com sua respectiva curva de resfriamento.

Note que a temperatura de condensação é igual à temperatura de ebulição, e o mesmo ocorre com a fusão e a solidificação.

Para o experimento 2, temos o seguinte gráfico de aquecimento:



Curva de aquecimento para o experimento 2.

Analisando os trechos (a, b, c, d, e) do gráfico do experimento 2, temos:

Trecho (a): aquecimento do sistema exclusivamente no estado sólido.

Trecho (b): quando a primeira partícula passa do estado sólido para o líquido, a temperatura continua a subir, mas com menos intensidade que no trecho (a). No trecho (b), coexistem os estados sólido e líquido, até que todo o sistema fique líquido.

Trecho (c): aquecimento do sistema exclusivamente no estado líquido.

Trecho (d): quando a primeira partícula passa do estado líquido para o estado de vapor, a temperatura continua a subir, mas com menos intensidade que no trecho (c). Nesse trecho, coexistem os estados líquido e de vapor, até que todo o sistema fique no estado de vapor.

Trecho (e): aquecimento do sistema exclusivamente no estado de vapor, e aumento da temperatura até que o sistema atinja o equilíbrio térmico com a fonte de calor.

É possível observar algumas diferenças importantes entre os dois experimentos. A principal é que, no experimento 1, quando aquecemos uma substância pura, o gráfico apresenta dois patamares, enquanto no experimento 2, em que utilizamos uma mistura, o gráfico não apresenta patamar. No caso 2, não existe uma temperatura de fusão, mas sim uma faixa de fusão, que começa na temperatura T_1 e termina na T_2. O mesmo ocorre com a ebulição; na mistura não existe uma temperatura de ebulição, mas sim uma faixa de ebulição, que começa na temperatura T_3 e termina na T_4.

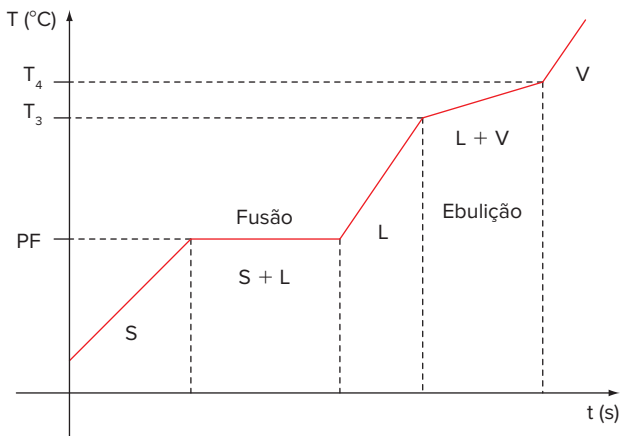
Atenção

- Substância pura:
  2 patamares { Ponto de fusão (PF) / Ponto de ebulição (PE)
- Mistura:
  Não tem patamares { Faixa de fusão / Faixa de ebulição

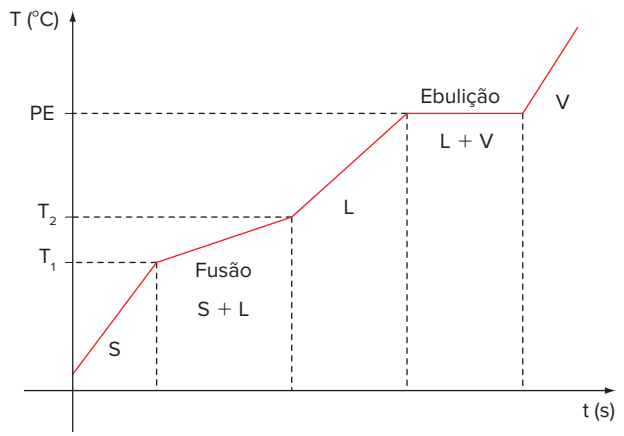
Outra diferença importante é observada nos trechos (b) e (d). No primeiro experimento, a mudança de estado físico ocorre sem variação de temperatura, por isso o calor é exclusivamente latente. No segundo experimento, a mudança de estado físico ocorre com variação de temperatura, por isso o calor é sensível e latente.

Logo, na prática, é possível diferenciar substância pura de mistura. Se a temperatura, durante o aquecimento, mantiver-se constante duas vezes, temos uma substância pura. Se a temperatura continuar subindo ininterruptamente, temos uma mistura.

Entretanto, existem certos tipos de misturas especiais, como a solda e o álcool de supermercado. Os gráficos de aquecimento de ambos são mostrados a seguir.



Curva de aquecimento da solda, considerada uma mistura eutética.



Curva de aquecimento do álcool de supermercado, considerado uma mistura azeotrópica.

Em ambos os gráficos, temos apenas um patamar. No primeiro, ele aparece na fusão; e, no segundo, durante a ebulição.

Atenção

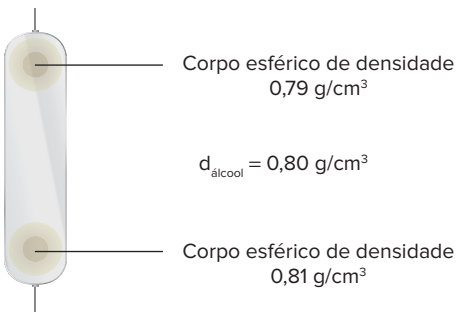
Quando uma mistura se comporta como substância pura durante a fusão, ela é chamada mistura eutética.
Quando uma mistura se comporta como substância pura durante a ebulição, ela é chamada mistura azeotrópica.

Densidade

Densidade é definida como a relação entre a massa e o volume do sistema. Equacionando: $d = \frac{m}{V}$, em que a massa é geralmente dada em gramas e o volume em cm^3 ou mL.

O aspecto qualitativo dessa grandeza supera o quantitativo em importância, principalmente em virtude das aplicações cotidianas envolvidas. Por exemplo:

- Uma adulteração comum do etanol combustível é a adição de água além do valor permitido pela legislação, já que as duas substâncias são miscíveis entre si. Para controlar a fraude dos postos, é possível analisar a densidade do álcool, como esquematizado na figura a seguir.



Representação de um densímetro projetado para testes em amostras de álcool combustível.

Quando uma esfera está acima e a outra abaixo do combustível, o produto não foi adulterado, pois conserva a sua densidade original. Se fosse adicionada água ao sistema, a densidade da mistura de álcool e água estaria acima de 0,80 g/cm^3. Logo, em combustíveis adulterados, as duas esferas ficam na parte de cima, flutuando sobre o líquido. Esse método se baseia no princípio do líquido de densidade intermediária.

- O "ouro de tolo", quimicamente chamado pirita, pode ser facilmente diferenciado do ouro verdadeiro, porque suas densidades diferem aproximadamente em 300%.
- A análise da densidade da urina humana é um importante parâmetro usado em exames laboratoriais. A alteração na densidade urinária pode ser um alerta indicativo da presença de algumas doenças, como a diabetes. A densidade considerada normal para a urina de um adulto varia entre 1,015 g/cm^3 e 1,025 g/cm^3. Um paciente diabético pode ter alterações nesses parâmetros, apresentado valores maiores de densidade.

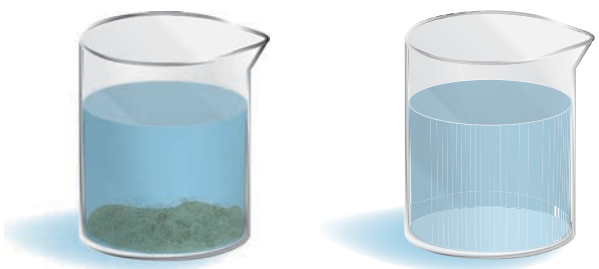
miscível: que se mistura com outra substância por dissolução total.

- Muitas mercearias e lojas de comércio de pequeno porte que vendem a granel costumam comercializar produtos de densidade maior do que 1 g/cm^3 por quilograma; se a densidade for menor do que 1 g/cm^3, o produto é vendido por litro. Isso maximiza o lucro, já que quando a massa é maior vende-se por ela, e o mesmo ocorre com o volume. Essa prática é proibida em muitos países.

É importante salientar, depois de todo o estudo já concluído, que existem características muito particulares relativas a cada substância. Assim como cada ser humano tem a sua impressão digital única, as substâncias químicas têm propriedades que as distinguem, como a temperatura de fusão (TF), a temperatura de ebulição (TE) e a densidade, que são conjuntos específicos de valores para cada composto. Essas propriedades são chamadas propriedades específicas da matéria.

Sistemas homogêneos *versus* heterogêneos

Para que se entenda melhor esse assunto, é preciso compreender o conceito de fase. Analisemos, portanto, os dois exemplos a seguir.



Sistema 1: água e areia. Sistema 2: água e álcool.

Representação de um sistema heterogêneo e um sistema homogêneo.

Perceba que no sistema 1 existem duas porções visualmente diferentes, enquanto no sistema 2 é impossível distinguir os dois componentes. Porém, não é somente no aspecto visual que existe a distinção. No sistema 1, existem porções com densidade, índice de refração, TF, TE, calor específico e outras propriedades distintas entre os dois componentes. Já no sistema 2, ao longo de toda a extensão, as propriedades físicas e químicas são as mesmas.

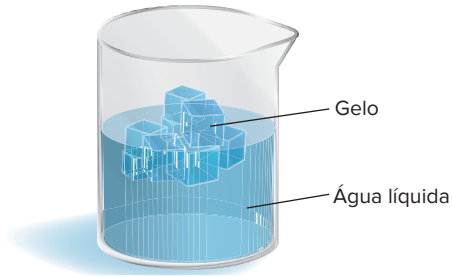
Toda porção uniforme (visual, química e fisicamente) de um sistema é chamada **fase**.

Água e areia formam um sistema de duas fases, enquanto água e álcool formam um sistema de uma fase só. Quando um sistema apresenta **duas ou mais fases** é chamado **heterogêneo**, e quando apresenta apenas **uma fase** é chamado **homogêneo**.

Atenção

Sistema
- 1 fase → homogêneo ou monofásico.
- 2 ou mais fases → heterogêneo ou bifásico, trifásico ou polifásico, conforme o número de fases.

Um problema muito comum está em contar uma mesma fase várias vezes, já que esta pode estar fragmentada. Esse é um erro cometido frequentemente, e um exemplo disso é o caso da água e do gelo, esquematizado na figura a seguir.



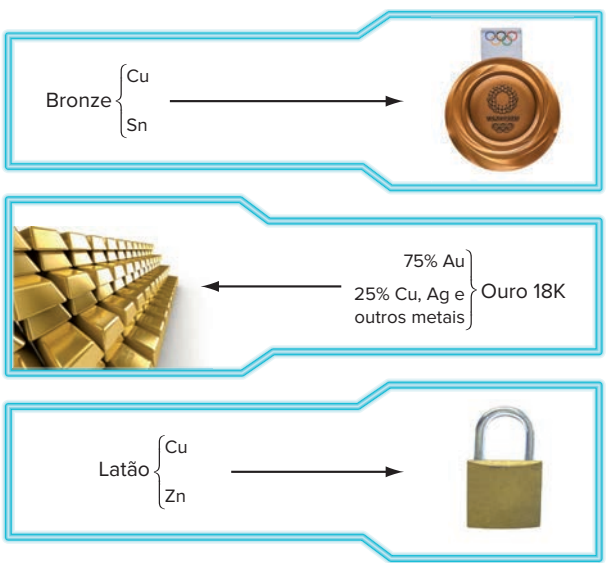
Representação de um sistema bifásico.

Esse é um sistema bifásico, em que água líquida é a primeira fase e água sólida é a segunda. Contar os cubos de gelo é incorreto, assim como é improcedente contar os grãos de areia mostrados anteriormente no sistema 1.

Algumas regras práticas ajudam a determinar se o sistema é homogêneo ou heterogêneo. Observe:

1º Toda mistura de gases é homogênea, mesmo que estes sejam de cores ou aspectos diferentes entre si, já que todo componente gasoso se espalha uniformemente pelo recipiente que o contém.

2º Toda mistura entre sólidos é heterogênea, exceto as ligas metálicas. Por exemplo, açúcar e sal, apesar de apresentarem aspecto visualmente semelhante, constituem um sistema heterogêneo. Mas no caso das ligas é diferente. Observe algumas das principais ligas metálicas a seguir.



kuremo/Shutterstock.com
© Tomislav Forgo/Stockphoto.com
Pam Roth/Stock.Xchng

Bronze, ouro e latão.

3º Misturas entre líquidos podem ser homogêneas ou heterogêneas. Essa análise só poderá ser feita por meio da polaridade das substâncias.

É importante lembrar o caso do granito, um material amplamente utilizado e que apresenta três fases: quartzo, feldspato e mica.

FRENTE 2

Teoria atômica de Dalton

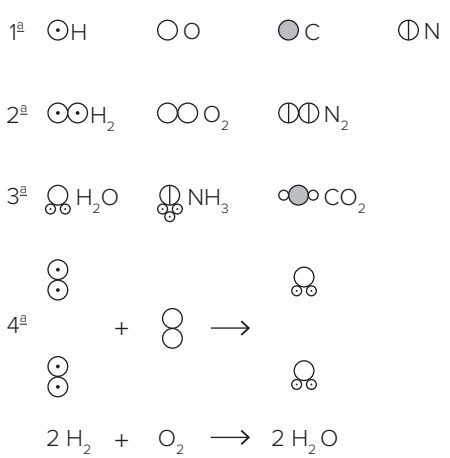
O inglês John Dalton, em 1808, formulou a primeira teoria atômica que se conhece, baseando-se nos experimentos de Lavoisier e de Proust. Atualmente sabemos que a teoria atômica de Dalton continha várias imprecisões, que foram se tornando conhecidas ao longo dos anos. Porém, suas contribuições foram essenciais para alavancar o estudo da Química e, principalmente, da Atomística, como será detalhadamente estudado no capítulo de estrutura atômica.

Sua teoria baseava-se em pontos simples, que podem ser resumidos da seguinte forma:

I. Tudo é formado por átomos.
II. Átomos iguais apresentam propriedades iguais, inclusive massa.
III. Átomos diferentes apresentam propriedades diferentes, inclusive massa.
IV. Átomos podem se combinar entre si formando estruturas quimicamente estáveis.

É importante salientar que átomos são divisíveis. Além disso, átomos iguais podem ter massas diferentes (isótopos), e vice-versa (isóbaros). Esses conceitos serão explicados posteriormente.

Já que, segundo Dalton, os átomos poderiam ser pequenas esferas, podemos estudá-los inicialmente dessa maneira, conforme as representações a seguir.



Representações de Dalton para átomos, moléculas e reações.

Vamos analisar cada uma das representações:

1ª Cada esfera isolada representa um átomo de um elemento químico. Elementos químicos são conjuntos de átomos com o mesmo número de prótons. Note que, para cada átomo diferente, a esfera também é diferente. Os átomos e os elementos químicos são representados por símbolos.

2ª Perceba que, nesse caso, já existe a combinação entre átomos. Já estamos lidando com substâncias químicas. Note, aqui, que as substâncias são combinações de átomos de um mesmo elemento químico e, por isso, são chamadas substâncias simples. Você pode visualizar as substâncias N_2, H_2 e O_2, mas existem outras como S_8, P_4 etc. Alguns autores ainda definem substâncias simples como aquelas que não podem ser decompostas em outras duas ou mais substâncias.

Observe:

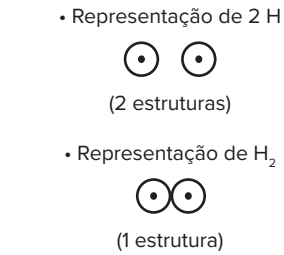
$N_2 \rightarrow$ não se decompõe (substância simples)

$O_2 \rightarrow$ não se decompõe (substância simples)

$H_2 \rightarrow$ não se decompõe (substância simples)

$2\,NH_3 \rightarrow N_2 + 3\,H_2$ (substância composta)

3ª Aqui, também temos combinações de átomos formando substâncias, porém são combinações entre átomos de diferentes elementos químicos. Nesse caso, são chamadas substâncias compostas, que podem ser entendidas como aquelas que podem ser decompostas em duas ou mais substâncias. É importante salientar que as substâncias são representadas por fórmulas. Por exemplo:



Representações de Dalton para elemento químico e molécula.

4ª Nessa representação, está ocorrendo uma transformação química que muda a estrutura íntima da matéria. Note que as estruturas (substâncias) modificam-se. O que está representado antes das setas são reagentes e, depois das setas, produtos. As reações químicas são representadas por equações químicas.

Resumindo, temos:

- Substâncias puras: 1 só tipo de substância
- Misturas: 2 ou mais tipos de substâncias

Substância:
- Simples: 1 só tipo de átomo
- Composta: 2 ou mais tipos de átomos

Sistemas:
- Homogêneos: 1 só fase
- Heterogêneos: 2 ou mais fases

Atenção

Será que é possível que uma substância pura constitua um sistema heterogêneo?
Sim. É o caso de substâncias puras em diferentes estados físicos, como o caso da água líquida e o gelo.

Representação de um béquer contendo água líquida e gelo.

Alotropia

Alotropia é a propriedade que certos elementos químicos têm de formar substâncias simples diferentes entre si.

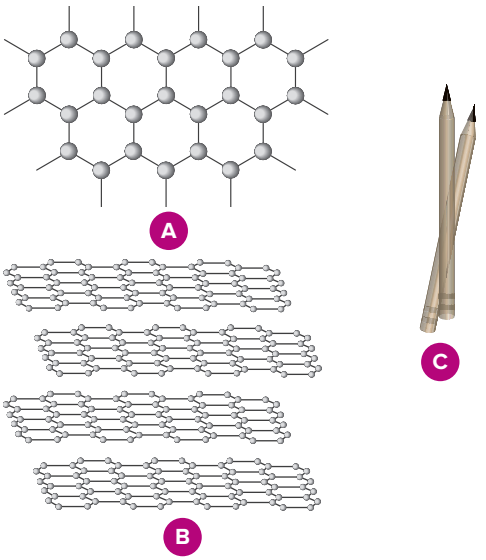
Os elementos químicos que apresentam formas alotrópicas serão mostrados a seguir.

Carbono

O carbono pode apresentar formas alotrópicas distintas.

- Grafite: estrutura que apresenta uma geometria de hexágonos consecutivos, laminares.

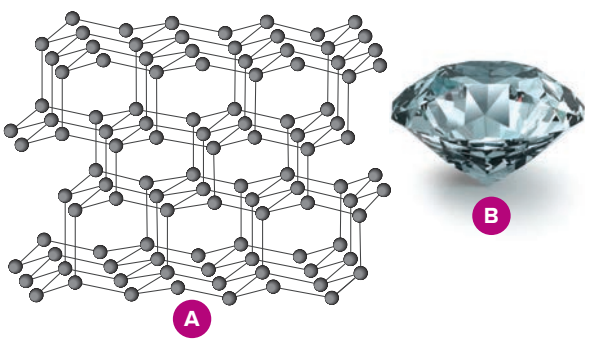
  Observe nas representações:



Grafite: (**A**) estrutura monolaminar da grafite; (**B**) estrutura polilaminar da grafite; (**C**) representação de lápis escolar com tubo de grafite em seu interior.

  Cada vértice dos hexágonos é um átomo de carbono. Na representação da estrutura polilaminar da grafite são observadas quatro lâminas. As forças que unem essas lâminas são extremamente fracas, e é por isso que uma lâmina tem enorme capacidade de deslizar sobre a outra. É por esse motivo que a grafite é untuosa, escorregadia. Quando esfregamos grafite sobre os dedos, por exemplo, as lâminas se desprendem umas das outras, fazendo os dedos ficarem escorregadios. É assim também que se escreve com lápis em papel, pois o lápis deixa as camadas de grafite no papel. Quanto melhor a grafite, mais as camadas de carbono escorregam.

- Diamante: estrutura tetraédrica, como mostra a figura a seguir.



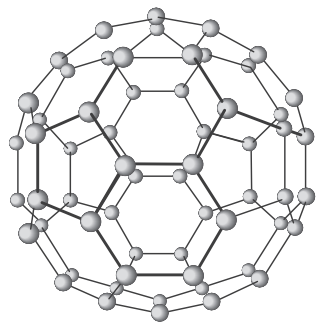
© Mark Evans/Stockphoto.com

Diamante: (**A**) estrutura cristalina do diamante; (**B**) imagem de um diamante lapidado.

  Esse arranjo estrutural confere ao diamante propriedades como dureza extrema, ângulo de lapidação (ou ângulo de clivagem) bem definido e brilho característico. A dureza desse material é tão alta que um diamante só pode ser lapidado por outro diamante.

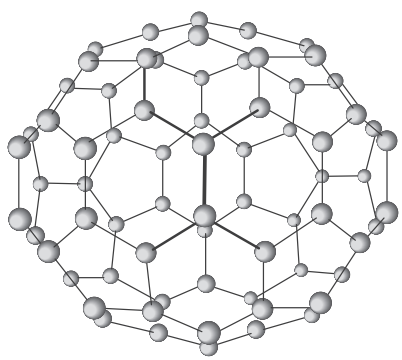
  É importante salientar que a natureza transforma carbono grafite em carbono diamante em ambientes de altas temperaturas e pressão. Cientistas são capazes de fazer artificialmente diamante a partir de grafite, em aparelhos que simulam as condições da natureza.

- Fulereno (C_{60}): estrutura que se assemelha a uma bola de futebol, como mostra a figura a seguir. É por essa razão que pode ser chamada futeboleno. Foi uma substância produzida artificialmente, o que rendeu ao seu criador o Prêmio Nobel. É um lubrificante de alto desempenho, já que escorrega com uma única camada, em virtude do seu formato esférico. Todavia, é pouco utilizado na prática, já que o seu preço é elevado.



Representação da molécula de fulereno (C_{60}).

- Fulereno (C_{70}): variante da forma alotrópica anterior.



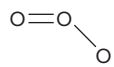
Representação da molécula de fulereno (C_{70}).

Oxigênio

As formas alotrópicas do oxigênio são:

- Gás oxigênio (O_2): incolor, inodoro, vital para os seres vivos. Sua estrutura pode ser representada por:

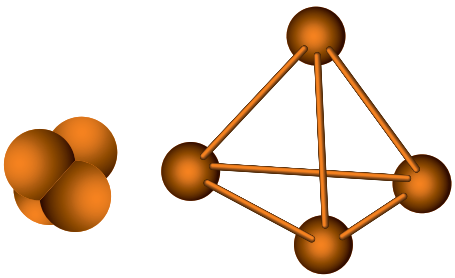
- Gás ozônio (O_3): azul, de cheiro característico e venenoso. Sua estrutura pode ser representada por:



Alguns filtros caseiros têm a capacidade de produzir ozônio e dissolvê-lo na água. Nos filtros comuns, existem as limpezas mecânica e química, mas não a biológica. O ozônio, por ser tóxico, é colocado em baixas quantidades na água, sendo inofensivo a humanos, mas letal a bactérias e outros microrganismos.

Fósforo

- Fósforo branco (P_4): composto extremamente instável e, portanto, muito difícil de ser encontrado na natureza, pois queima espontaneamente quando em contato com o ar atmosférico. Deve ser guardado em água e, se retirado dela, basta apenas que fique seco para queimar. Observe sua estrutura:



Representação da molécula de fósforo branco (P_4).

- Fósforo vermelho (P_n): um composto mais estável que o fósforo branco, mas queima se riscado em superfícies ásperas. É esse o fósforo utilizado em caixas de palitos de fósforo, pois é bem mais seguro que o anterior. Sua estrutura é a do fósforo branco polimerizada, já que se unem diversos P_4.

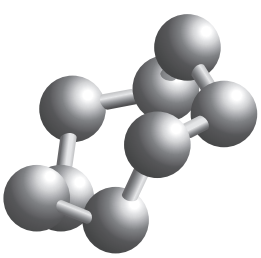
Tsekhmister/Shutterstock.com

O fósforo vermelho é utilizado nas caixas (parte áspera) dos palitos de fósforo.

Saiba mais

É importante salientar que existe ainda o fósforo preto, mas é de menor importância em nosso estudo.
Em alguns países, os palitos de fósforo contêm uma mistura de fósforo branco e vermelho e podem ser riscados em superfícies bem menos ásperas para que queimem.

Enxofre

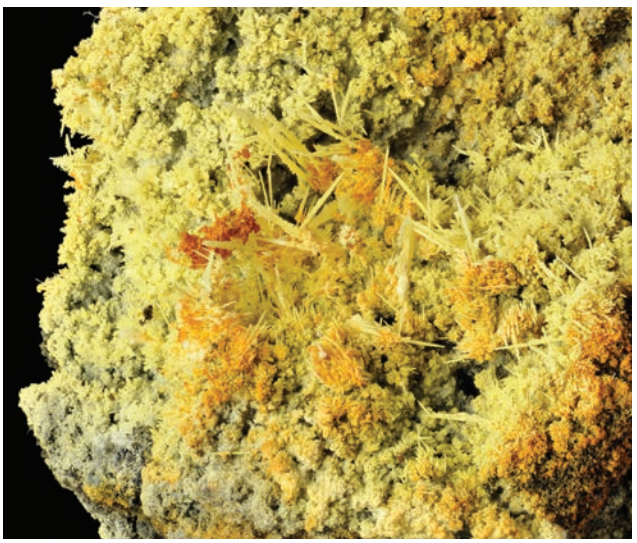


Representação da estrutura molecular do enxofre.

O enxofre tem duas formas alotrópicas, rômbico e monoclínico, que são constituídas por moléculas de S_8 e são bastante semelhantes macroscopicamente, já que ambas são amarelas. Diferem entre si apenas pela estrutura cristalina.

Iosmandarinas/Shutterstock.com

Enxofre rômbico.



MarcelClemens/Shutterstock.com

Enxofre monoclínico.

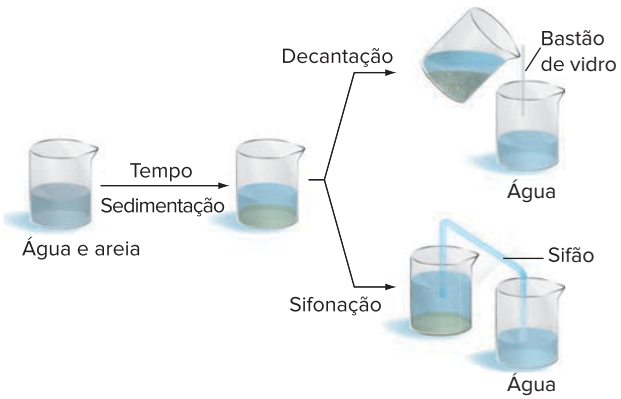
Por fim, é importante lembrar que existem formas alotrópicas que diferem pela atomicidade (número de átomos na molécula) e outras que diferem pelos diferentes arranjos cristalinos, como é o caso do enxofre.

Análise imediata

A análise imediata, ou os métodos de separação de misturas, são processos mecânicos ou químicos que isolam componentes de uma mistura. Na natureza, a maioria das substâncias vem misturada a outras, e assim surgiu a necessidade de separá-las. Para cada tipo de mistura, existe um método mais adequado para se executar a análise imediata. Os métodos mais rústicos são a catação e a ventilação. O primeiro baseia-se simplesmente em uma apreciação visual seguida de uma separação feita com as mãos. O segundo baseia-se em um fluxo de ar que separa o menos denso do mais denso e é utilizado, por exemplo, para separar o grão de arroz de sua casca. Mas existem outros métodos mais utilizados e importantes, que serão analisados com mais detalhes a seguir.

Decantação e sifonação

A decantação e a sifonação separam misturas heterogêneas sólido-líquido, como areia e água. Inicialmente, espera-se a sedimentação do componente mais denso. Se vertermos o copo cuidadosamente para que o fluido escorra, chamamos o método de decantação. Se utilizarmos uma mangueira, chamamos de sifonação. Observe o esquema.



Representação esquemática dos processos de decantação e sifonação.

No método da decantação, o bastão de vidro tem duas funções:

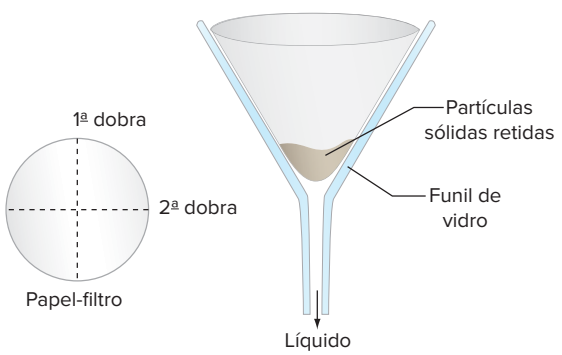
1ª direcionar o fluxo do líquido, para que não escorra pelo lado de fora do copo;

2ª evitar que, no final da decantação, parte do sólido escorra com o líquido.

No caso da sifonação, a mangueira utilizada, chamada sifão, funciona pela diferença de pressão entre as duas extremidades, por causa das diferenças de altura. O copo de onde sai o líquido deve conter a extremidade mais alta do sifão, e o fluxo de líquido baseia-se no princípio dos vasos comunicantes. Isso só é possível se o sifão estiver totalmente preenchido pelo líquido. Esse método é utilizado para esvaziar piscinas plásticas e retirar ou colocar combustível em tanques de veículos.

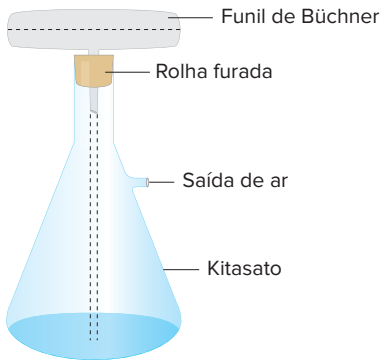
Filtração e filtração a vácuo

A filtração e a filtração a vácuo separam os mesmos tipos de mistura dos métodos citados anteriormente, porém com mais eficiência. Os papéis-filtro contêm furos de tamanho suficientemente grande para deixar passar o líquido e pequeno o bastante para reter o sólido. O papel-filtro é utilizado caseiramente para coar café. Observe esquematicamente como se procede em uma filtração comum.



Representação de funil com papel-filtro.

Muitas vezes, o processo de filtração comum é extremamente lento. Para acelerar o processo, utiliza-se a filtração a vácuo. Observe a aparelhagem.



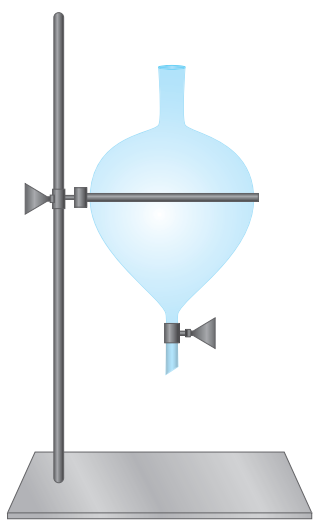
Representação da aparelhagem para filtração a vácuo.

O funil de Büchner é uma peça de porcelana com furos onde se coloca o papel-filtro. O kitasato é um instrumento de vidro com saída lateral, onde se acopla um sugador de ar, que pode ser uma bomba de vácuo ou uma trompa d'água.

A pressão exercida pelo ar atmosférico acelera o fluxo de líquido pelo papel-filtro. É importante salientar que a filtração comum tem a mesma qualidade do processo de filtração a vácuo.

Funil de bromo ou funil de decantação

O funil de bromo, ou funil de decantação, é utilizado para separar misturas heterogêneas líquido-líquido (líquidos imiscíveis entre si), como água e óleo. Observe a aparelhagem.



Representação de funil de bromo.

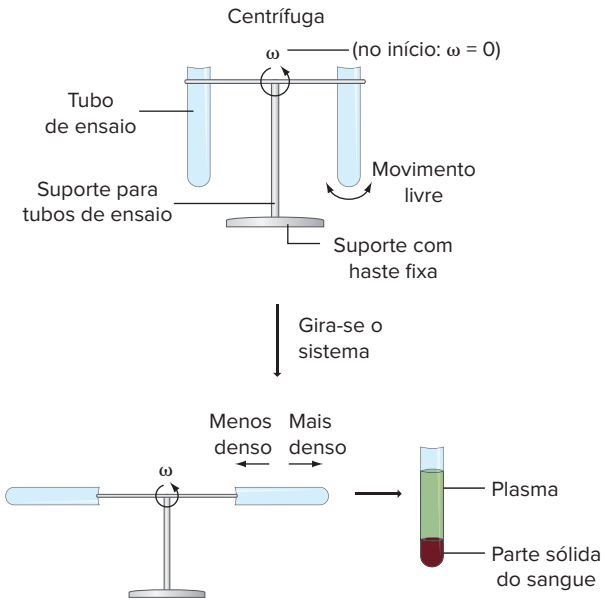
Centrifugação

O processo de centrifugação apenas acelera o processo de sedimentação. Funciona como uma máquina de lavar roupa. Quando se gira um sistema com matéria dentro, a matéria é jogada para fora. No caso das roupas, a cavidade da máquina tem furos que retêm a roupa, mas deixam a água passar. Esse processo é chamado centrifugação.

A centrifugação é usada, entre outros, nos seguintes procedimentos:

- Para separar as partículas sólidas das partículas líquidas do sangue. Sem o auxílio de uma centrífuga, esse processo seria extremamente lento e até mesmo inviável.

  Observe como a centrifugação trabalha:



Representação da aparelhagem e funcionamento da centrifugação.

- Para extrair a manteiga do leite. A gordura do leite, que compõe a manteiga, é a parte menos densa da mistura. Ao final do processo, o sistema pode ser esquematizado da seguinte forma:

Representação da separação do leite após centrifugação.

Dissolução e cristalização fracionadas

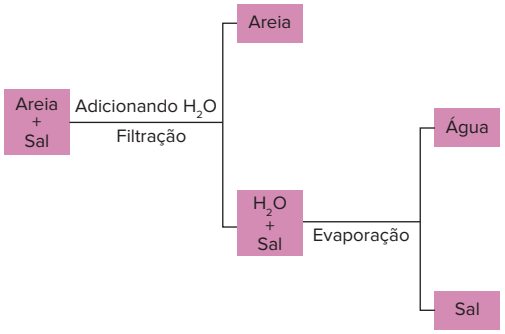
Suponha que, por um descuido, você derrube sal de cozinha na areia. Será que é possível recuperar o sal? Para que o mantimento não seja perdido, é possível utilizar o método da dissolução fracionada, que consiste na dissolução de apenas um dos componentes da mistura. Observe os passos a seguir.

1º Acrescenta-se água à mistura de sal e areia. A água dissolve o sal, mas não a areia.

2º Filtra-se o sistema, separando a mistura de água e sal da areia.

3º Evapora-se a água e obtém-se novamente o sal.

Esquematizando, temos:

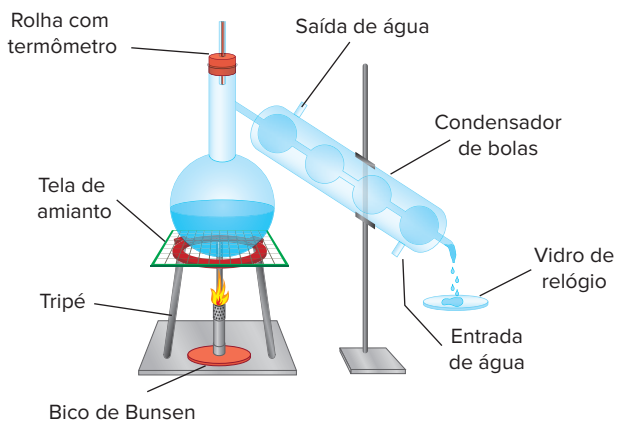


Esquema da aplicação da dissolução fracionada em uma mistura de areia e sal.

No processo inverso, chamado de cristalização fracionada, o componente menos solúvel precipita primeiro. Essa técnica pode ser usada para separar sal e açúcar, por exemplo.

Destilação simples e destilação fracionada

A aparelhagem utilizada nos dois tipos de destilação é basicamente a mesma.



Representação da aparelhagem utilizada em uma destilação simples.

Antes de descrever o método, vejamos a função de cada instrumento.

- **Bico de Bunsen:** é uma espécie de fogareiro, com regulagem de entrada de gás e de oxigênio, em que se pode ajustar a coloração e a temperatura da chama. A preferência é pela chama azul, que é mais quente e desprovida de fuligem. Já a chama amarela apresenta uma temperatura menor, com o inconveniente de trazer fuligem.
- **Tripé:** funciona apenas como suporte.
- **Tela de amianto:** existe para sustentar o amianto, substância que distribuirá uniformemente o calor vindo do bico de Bunsen para o balão.
- **Balão com saída lateral:** é o recipiente que vai conter a mistura a ser separada. A saída lateral direcionará um dos compostos em fase gasosa para o condensador.
- **Rolha com termômetro:** a rolha impedirá que os vapores de um dos componentes saiam do balão sem passar pelo condensador. O termômetro, mais

utilizado em destilações fracionadas, serve para verificar qual dos componentes da mistura está evaporando.

- **Condensador:** é um aparelho de vidro pelo qual circulam os gases que serão condensados por meio do contato com as paredes frias do recipiente. A água circula por fora das esferas, não deixando que o condensador esquente, o que provocaria perda de eficiência.
- **Vidro de relógio:** é um recipiente raso que receberá um dos componentes (também pode ser usado um béquer ou outro recipiente maior, dependendo da quantidade de líquido a ser coletada).

O processo consiste em separar misturas homogêneas, baseando-se nos diferentes pontos de ebulição de seus componentes. Por exemplo, na separação da mistura de água e sal, ocorre a seguinte sequência de etapas:

1ª A mistura é colocada no balão, e acende-se o bico de Bunsen. Com o aquecimento, o componente de menor ponto de ebulição começa a passar para o estado gasoso, sem o componente menos volátil. É mais volátil o componente que evapora com mais facilidade.

2ª Então, os vapores são conduzidos ao condensador, onde serão resfriados e condensados pela água fria que circula na estrutura. Dois fatores, em um condensador de bolas, servem para melhorar a sua eficiência: um deles é que, internamente, ele não é reto; o formato das esferas tem o objetivo de aumentar a superfície de contato entre vapores e paredes frias. O outro é que a saída de água deve ser na parte superior, e a entrada de água, na parte inferior, e não o contrário.

Com a entrada dos vapores, a tendência do condensador é aquecer. A água no seu interior tende a esquentar. Todavia, a água quente é menos densa e se aloja na parte superior. Como o condensador tem o objetivo de resfriar, a presença de água quente se torna indesejável. Logo, queremos retirá-la, por isso a saída de água é sempre por cima. Se fizéssemos o contrário, estaríamos retirando a água fria e deixando a quente.

3ª Os vapores condensados do componente mais volátil pingam no vidro do relógio, e a separação está concluída. A água que sai é, então, chamada água destilada, que é uma substância pura, já que é desprovida de sais minerais. Quando se separa uma mistura homogênea de sólidos e líquidos por destilação, esta é chamada **simples**.

Com a mistura de água e álcool, o processo ocorre da mesma maneira; nesse caso, porém, o álcool é o componente mais volátil, que sai pelo condensador. Quando separamos uma mistura homogênea de líquidos que têm temperaturas de ebulição próximas, a destilação é chamada **fracionada**.

É importante salientar que o álcool vem acompanhado de uma pequena porcentagem de água, pois nenhum método de separação é 100% eficiente, ou seja, nenhum método chega a separar os componentes totalmente.

Na destilação fracionada, os líquidos entram em ebulição, e seus vapores são forçados a passar por um caminho difícil em uma coluna de destilação, que contém obstáculos. Dessa forma, a substância com menor temperatura de ebulição vence esses obstáculos e chega até o condensador, ao passo que as outras retornam para o balão de destilação.

A destilação fracionada é usada industrialmente no processo de refino do petróleo. Por meio desse processo, obtêm-se as diferentes frações do petróleo, como a gasolina, o querosene e o *diesel*.

A destilação também é empregada em processos de fabricação de uísque e conhaque. O primeiro pode ser obtido pela destilação da cerveja; e o segundo, pela destilação do vinho. Por esse motivo, as bebidas destiladas tendem a ser mais fortes, pois o teor de álcool aumenta ao longo do processo.

Observações gerais

Os métodos de separação de misturas são bastante amplos e muito importantes para a obtenção de substâncias. As informações a seguir podem complementar o que você já aprendeu sobre essas técnicas.

- A cristalização fracionada também é comumente utilizada para separar os diferentes sais da água do mar e isolar o NaCℓ (sal de cozinha).
- O processo de peneiração também recebe o nome de tamisação.
- Alguns tipos de ligas metálicas podem ser separados por fusão fracionada, que se baseia nos diferentes pontos de fusão dos metais que compõem ligas como bronze e latão.
- Os componentes do ar atmosférico podem ser separados por liquefação total da mistura, seguida de destilação fracionada.
- Os componentes do petróleo também são separados por destilação fracionada por meio de uma coluna de fracionamento.
- Garimpeiros separam o ouro do cascalho dos rios com uma bateia. Esse método é chamado de levigação.

© Oscar Calero | Dreamstime.com

Bateia utilizada por garimpeiros.

Saiba mais

O preço da pureza

Já é sabido que os métodos de separação de misturas não as separam 100%. Alguns métodos menos eficientes separam cerca de 90%, o que é considerado um índice baixo, principalmente pela relativa facilidade com que se chega a esse grau de pureza.

Para químicos e alguns tipos de indústria – que necessitam ser exigentes em relação à pureza das substâncias –, esses valores são insuficientes para a execução de trabalhos e projetos de qualidade. As exigências desses profissionais e instituições podem variar de 99% a 99,999% de pureza.

O grau de pureza é relevante para alguns processos, e pequenas variações podem resultar em falhas no produto desejado. Certas experiências só resultam em produtos de qualidade quando a pureza é extrema. A necessidade de extrema pureza é tão grande que os compradores desses materiais aceitam elevar os custos do processo para adquirir um material ligeiramente mais desprovido de substâncias indesejáveis. No mercado de laboratórios, é comum encontrar reagentes em que cada casa decimal a mais na pureza do material multiplica o seu custo por 10.

Supondo que um material com pureza de 90% custa R$ 10,00/g, a tabela a seguir mostra o preço do mesmo material com melhores porcentagens:

Pureza	R$/g
99%	100,00
99,9%	1000,00
99,99%	10 000,00
99,999%	100 000,00

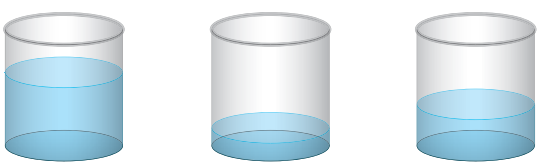
A elevação do custo é justificada pois, para se obter uma casa decimal a mais de pureza, os custos adicionais em métodos de separação de misturas muitas vezes aumentam drasticamente. Lembre-se de que, quanto mais pura é uma substância, mais difícil se torna para purificá-la ainda mais.

Agora, que tal calcular preços? Uma substância com 90% de pureza custa R$ 0,01/g. Qual é o preço dessa mesma substância com 99,99% de pureza, comprando-se 1 kg?

Revisando

1. **Unifesp (Adapt.)** Dois experimentos foram realizados em um laboratório de química.

Experimento 1: Três frascos abertos contendo, separadamente, volumes iguais de três solventes, I, II e III, foram deixados em uma capela (câmara de exaustão). Após algum tempo, verificou-se que os volumes dos solventes nos três frascos estavam diferentes.



I II III

Experimento 2: Com os três solventes, foram preparadas três misturas binárias. Verificou-se que os três solventes eram miscíveis e que não reagiam quimicamente entre si. Sabe-se, ainda, que somente a mistura (I + III) é uma mistura azeotrópica.

a) Coloque os solventes em ordem crescente de volatilidade. Indique um processo físico adequado para separação dos solventes na mistura (I + II).

b) Esboce uma curva de aquecimento (temperatura × tempo) para a mistura (II + III), indicando a transição de fases. Qual é a diferença entre as misturas (II + III) e (I + III) durante a ebulição?

Texto para a questão **2**.

A cada quatro anos, durante os Jogos Olímpicos, bilhões de pessoas assistem à tentativa do Homem e da Ciência de superar limites. Podemos pensar no entretenimento, na geração de empregos, nos avanços da Ciência do Desporto e da tecnologia em geral. Como esses jogos podem ser analisados do ponto de vista da Química? A questão a seguir é exemplo de como o conhecimento químico é ou pode ser usado nesse contexto.

2. **Unicamp-SP** As provas de natação da Olimpíada de Beijing foram realizadas no complexo aquático denominado "Water Cube". O volume de água de 16 000 m^3 desse conjunto passa por um duplo sistema de filtração e recebe um tratamento de desinfecção, o que permite a recuperação quase total da água. Além disso, um sistema de ventilação permite a eliminação de traços de aromas das superfícies aquáticas.

a) A desinfecção da água é realizada por sete máquinas que transformam o gás oxigênio puro em ozônio. Cada máquina é capaz de produzir cerca de 240 g de ozônio por hora. Considerando-se essas informações, qual a massa de gás oxigênio consumida por hora no tratamento da água do complexo?

b) O texto anterior relata um processo de separação de misturas. Dê o nome desse processo e explique que tipo de mistura ele permite separar.

3. **Unicamp-SP** Leia o texto a seguir.

O açúcar

O branco açúcar que adoçará meu café
nesta manhã de Ipanema
não foi produzido por mim
nem surgiu dentro do açucareiro por milagre.

Vejo-o puro
e afável ao paladar
como beijo de moça, água
na pele, flor
que se dissolve na boca. Mas este açúcar
não foi feito por mim.

Este açúcar veio
da mercearia da esquina e tampouco fez o Oliveira,
dono da mercearia.
este açúcar veio
de uma usina de açúcar em Pernambuco
ou no Estado do Rio
e tampouco fez o dono da usina.

Este açúcar era cana
e veio dos canaviais extensos
que não nascem por acaso
no regaço do vale.

Em lugares distantes, onde não há hospital
nem escola,
homens que não sabem ler e morrem de fome
aos 27 anos
plantaram e colheram a cana
que viraria açúcar.

Em usinas escuras,
homens de vida amarga
E dura
produziram este açúcar
branco e puro
com que adoço meu café esta manhã em
Ipanema.

Ferreira Gullar. *Dentro da noite veloz*. Rio de Janeiro: Civilização Brasileira, 1975. p. 44-5.

O poema apresentado faz alusão ao açúcar da cana. A preocupação do poeta não é com a química, embora passagens do poema possam permitir alguma leitura nessa área. Nas questões a serem respondidas, serão citadas algumas passagens do poema, que, sugerimos, seja lido no todo para facilitar as respostas.

a) No início, o poeta fala em "branco açúcar" e depois usa "vejo-o puro". Justifique, sob um ponto de vista químico, por que nem sempre é apropriado associar as palavras "branco" e "puro".

b) Mais à frente, o poeta usa a construção: "flor que se dissolve na boca". Se essa frase fosse usada por um químico, como ele justificaria, através de interações intermoleculares, o processo mencionado?

c) Quase ao final, o poeta usa a expressão: "plantaram e colheram a cana que viraria açúcar". Se um químico estivesse usando essa frase numa explanação sobre o processo de fabricação do açúcar, muito provavelmente ele colocaria, após a palavra "cana", uma sequência de termos técnicos para descrever o processo de obtenção do açúcar, e eliminaria as palavras "que viraria açúcar". A seguir, são listados os termos que o químico usaria. Coloque-os (todos) na sequência certa que o químico usaria ao descrever a produção do açúcar, reescrevendo a frase completa: secaram-no, cristalizaram o açúcar, ensacando-o, concentraram o caldo, moeram-na, centrifugaram-no.

Exercícios propostos

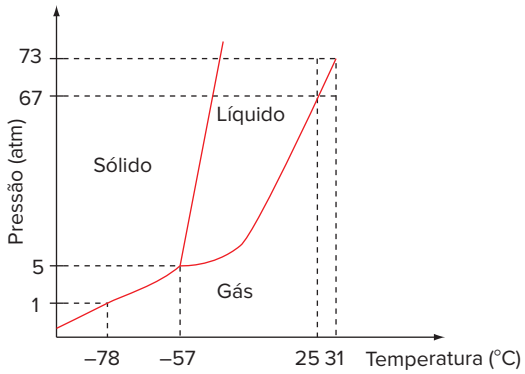
Estados físicos e curvas de aquecimento

Leia o texto para responder à questão **1**.

O metal lítio pode ser obtido pela eletrólise ígnea de uma mistura eutética de cloreto de lítio e cloreto de potássio, composta por 45% em massa de LiCℓ e 55% em massa de KCℓ. Uma das aplicações do lítio é a produção artificial de trítio, em reatores nucleares, pelo bombardeio do isótopo ^{6}Li com nêutrons. O trítio, isótopo radioativo do hidrogênio, é um emissor de partículas β^-, empregado como traçador para estimar a recarga de aquíferos.

1. **FMABC-SP 2021** A mistura LiCℓ + KCℓ nas proporções indicadas no texto é considerada eutética porque se trata de uma mistura
   a) homogênea, que ferve em temperatura constante, como se fosse uma substância pura.
   b) homogênea, que se funde em temperatura constante, como se fosse uma substância pura.
   c) heterogênea, que se funde em temperatura constante, como se fosse uma substância pura.
   d) homogênea, cuja temperatura aumenta durante a fusão.
   e) heterogênea, cuja temperatura aumenta durante a ebulição.

2. Fuvest-SP O diagrama esboçado a seguir mostra os estados físicos do CO_2 em diferentes pressões e temperaturas. As curvas são formadas por pontos em que coexistem dois ou mais estados físicos.



Um método de produção de gelo-seco (CO_2 sólido) envolve:

I. compressão isotérmica do CO_2(g), inicialmente a 25 °C e 1 atm, até passar para o estado líquido.

II. rápida descompressão até 1 atm, processo no qual ocorre forte abaixamento de temperatura e aparecimento de CO_2 sólido.

Em I, a pressão mínima a que o CO_2(g) deve ser submetido para começar a liquefação, a 25 °C, é *y* e, em II, a temperatura deve atingir *x*.

Os valores de *y* e *x* são, respectivamente:

a) 67 atm e 0 °C.
b) 73 atm e −78 °C.
c) 5 atm e −57 °C.
d) 67 atm e −78 °C.
e) 73 atm e −57 °C.

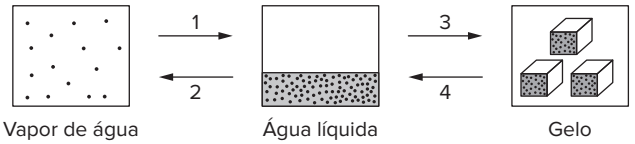
3. UFJF/Pism-MG 2022 O ar atmosférico é composto basicamente por uma mistura de gases contendo 78% de N_2, 21% de O_2 e 0,9% de CO_2 e outros gases, incluindo vapor d'água (aprox. 0,1%). Se, inicialmente, o ar a 25 °C for resfriado até 250 °C negativos gradativamente em pressão de 1 atm, podemos afirmar que, de acordo com a tabela abaixo:

Tabela: valores de Pontos de Fusão (PF) e de Ebulição (PE), em 1 atm, para os compostos N_2 e O_2

Composto	PF (°C)	PE (°C)
N_2	–210	–196
O_2	–219	–183

a) a ordem de solidificação será N_2 e O_2.
b) em –185 °C somente o O_2 está na forma de gás.
c) em –198 °C o N_2 estará na fase sólida.
d) em –215 °C o N_2(g) passa a ser $N_2(\ell)$; e o O_2(g) será O_2(s).
e) em –220 °C o O_2 estará na fase gasosa.

4. Enem PPL 2020 A água sofre transições de fase sem que ocorra variação da pressão externa. A figura representa a ocorrência dessas transições em um laboratório.



Tendo como base as transições de fase representadas (1 a 4), a quantidade de energia absorvida na etapa 2 é igual à quantidade de energia

a) liberada na etapa 4.
b) absorvida na etapa 3.
c) liberada na etapa 3.
d) absorvida na etapa 1.
e) liberada na etapa 1.

5. UPF-RS 2022 No decorrer do ano de 2021, a situação do Rio Grande do Sul está longe de ser a ideal em termos de precipitação de chuvas. Segundo relatório da Defesa Civil do estado (setembro), são diversos municípios com decreto de situação de emergência vigentes por causa da escassez de chuvas. Coordenadora da Sala de Situação do governo do estado, a meteorologista Cátia Valente relata que as chuvas foram irregulares e abaixo da média em julho e agosto. Segundo o Painel Intergovernamental sobre Mudanças Climáticas (IPCC), a temperatura global da Terra continuará a aumentar, ampliando estes desequilíbrios e a crise hídrica.

(Fonte: https://news.un.org/pt/tags/ipcc e https://gauchazh.clicrbs.com.br/geral/noticia/2021/08/chuva-abaixo-da-media-e-preocupacao-com-os-proximos-meses-como-esta-a-situacao-da-estiagem-no-rs-ckses44f9005h013b3vjen2da.html).

Sobre a mudança do estado de agregação da água pura, analise as afirmativas abaixo.

I. A vaporização é um processo endotérmico.
II. A solidificação é um processo exotérmico.
III. A condensação é um processo endotérmico.
IV. A fusão é um processo exotérmico.

Está correto apenas o que se afirma em:

a) I e II.
b) I e III.
c) III e IV.
d) II e III.
e) II e IV.

6. UFRGS 2019 A água é uma das raras substâncias que se pode encontrar, na natureza, em três estados de agregação. O quadro abaixo mostra algumas características dos diferentes estados de agregação da matéria.

Propriedade	Sólido	Líquido	Gasoso
Fluidez	Não fluido	Fluido	I
Mobilidade molecular	Quase nula	II	Grande
Forças de interação	Fortes	III	Fracas

Assinale a alternativa que preenche corretamente as lacunas do quadro acima, indicadas com I, II e III, respectivamente.

a) Não fluido – Pequena – Moderadamente fortes
b) Não fluido – Grande – Fracas
c) Fluido – Pequena – Moderadamente fortes
d) Fluido – Grande – Fracas
e) Fluido – Quase nula – Muito fortes

7. EsPCEx-SP Sempre que uma substância muda de fase de agregação, a temperatura permanece constante enquanto a mudança se processa, desde que a pressão permaneça constante.

FONSECA Martha Reis Marques da, Química Geral, São Paulo: Ed FTD, 2007, pág 41.

O gráfico a seguir representa a mudança de fase de agregação de uma substância pura com o passar do tempo, em função da variação de temperatura, observada ao se aquecer uma substância X durante algum tempo, sob pressão constante.

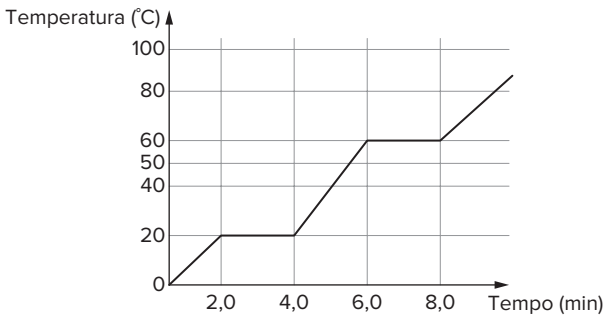


Gráfico ilustrativo

Tomando-se como base o gráfico, analise as seguintes afirmativas:

I. entre 0 °C e 19 °C, a substância X encontra-se na fase sólida;

II. intervalo de 2,0 min a 4,0 min corresponde à condensação da substância X;

III. a temperatura de 60 °C corresponde à temperatura de ebulição da substância X;

IV. no intervalo de 40 °C a 50 °C, a substância X encontra-se na fase líquida.

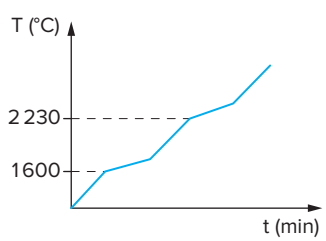
Estão corretas apenas as afirmativas

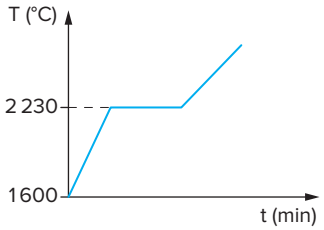
a) I e II.
b) II e IV.
c) I, II e III.
d) II, III e IV.
e) I, III e IV.

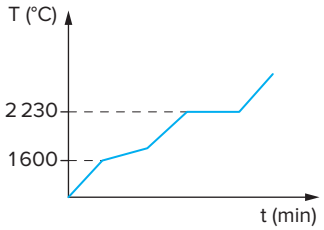
8. Enem 2020 Para assegurar a boa qualidade de seu produto, uma indústria de vidro analisou um lote de óxido de silício (SiO_2), principal componente do vidro. Para isso, submeteu uma amostra desse óxido ao aquecimento até sua completa fusão e ebulição, obtendo ao final um gráfico de temperatura T (°C) *versus* tempo t (min). Após a obtenção do gráfico, o analista concluiu que a amostra encontrava-se pura.

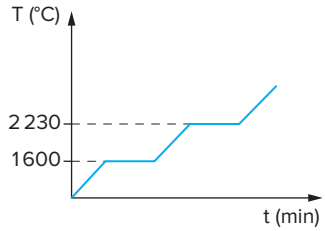
▶ **Dados do SiO_2:** $T_{fusão} = 1\,600$ °C; $T_{ebulição} = 2\,230$ °C.

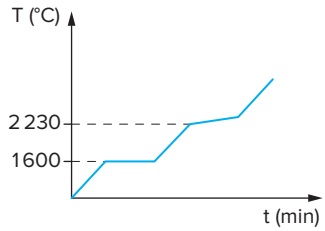
Qual foi o gráfico obtido pelo analista?

a)


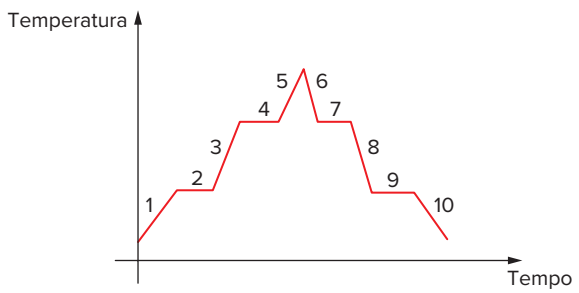
b)


c)


d)


e)


9. UEA-AM 2025 Analise o gráfico que mostra o comportamento de uma substância durante seu aquecimento e resfriamento.



O estado gasoso durante o aquecimento e o equilíbrio entre as fases sólida e líquida durante o resfriamento são observadas, respectivamente, nos intervalos de números

a) 2 e 6.
b) 3 e 7.
c) 5 e 7.
d) 5 e 9.
e) 4 e 8.

10. UFRGS 2023 Assinale com V (verdadeiro) ou F (falso) as afirmações a seguir.

( ) Uma substância que se encontra inicialmente na fase vapor libera calor ao condensar.

( ) Um líquido incolor é submetido a um aquecimento suave até que entra em ebulição, quando então sua temperatura continua a aumentar gradualmente. Trata-se, portanto, de uma solução.

A evaporação, uma passagem do estado líquido para o vapor, somente ocorre, para a água, acima de 100 °C, assim como a ebulição.

A constância da temperatura de fusão de um sólido é um dos critérios usados para estabelecer a pureza dessa substância.

A sequência correta de preenchimento é:

a) V – V – F – F.
b) V – V – F – V.
c) F – F – V – V.
d) F – F – V – F.
e) F – V – F – V.

11. Fuvest-SP 2020 Em Xangai, uma loja especializada em café oferece uma opção diferente para adoçar a bebida. A chamada *sweet little rain* consiste em uma xícara de café sobre a qual é pendurado um algodão-doce, material rico em sacarose, o que passa a impressão de existir uma nuvem pairando sobre o café, conforme ilustrado na imagem.

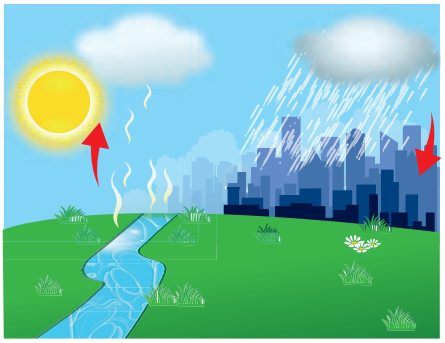
Disponível em https://www.boredpanda.com/.

O café quente é então adicionado na xícara e, passado um tempo, gotículas começam a pingar sobre a bebida, simulando uma chuva doce e reconfortante. A adição de café quente inicia o processo descrito, pois

a) a temperatura do café é suficiente para liquefazer a sacarose do algodão-doce, fazendo com que este goteje na forma de sacarose líquida.
b) o vapor de água que sai do café quente irá condensar na superfície do algodão-doce, gotejando na forma de água pura.
c) a sacarose que evapora do café quente condensa na superfície do algodão-doce e goteja na forma de uma solução de sacarose em água.
d) o vapor de água encontra o algodão-doce e solubiliza a sacarose, que goteja na forma de uma solução de sacarose em água.
e) o vapor de água encontra o algodão-doce e vaporiza a sacarose, que goteja na forma de uma solução de sacarose em água.

Note e adote: Temperatura de fusão da sacarose à pressão ambiente = 186 °C;
Solubilidade da sacarose a 20 °C = 1,97 kg/L de água.

12. Cefet-MG 2017 A água é encontrada na natureza em vários estados físicos e a sequência de transformações sofridas pela mesma é denominada ciclo da água. A figura seguinte representa duas etapas desse ciclo.



Disponível em: http:www.surperkid.com.br. Acesso em: 7 set. 2016.

As etapas do ciclo da água, representadas na figura pelas setas, são chamadas de

a) calefação e liquefação.
b) ebulição e ressublimação.
c) vaporização e sublimação.
d) evaporação e condensação.

13. Famerp-SP 2017 Durante o ciclo hidrológico ocorrem diversas mudanças de estado físico da água. Um exemplo de mudança de estado denominada sublimação ocorre quando

a) vapor de água em elevadas altitudes transforma-se em neve.
b) gotículas de água transformam-se em cristais de gelo no interior das nuvens.
c) gotículas de água presentes nas nuvens transformam-se em gotas de chuva.
d) vapor de água em baixas altitudes transforma-se em neblina.
e) vapor de água em baixas altitudes transforma-se em orvalho.

14. UEPG-PR 2019 Com base na densidade (g/cm^3 a 25 °C) das substâncias e materiais apresentados abaixo, assinale o que for correto.

Substância	Densidade	Substância	Densidade
Água	1,00	Mercúrio	13,5
Azeite	0,92	Ouro	19,3
Gasolina	0,70	Quartzo	2,65

01 A água flutua sobre a gasolina.
02 O ouro afunda no mercúrio.
04 O quartzo flutua sobre o mercúrio.
08 O azeite flutua sobre a gasolina.

Soma:

15. Unicamp-SP 2020 O Termômetro de Galileu (Figura A) é uma forma criativa de se estimar a temperatura ambiente. Ele consiste em uma coluna de vidro preenchida com um líquido. Em seu interior, são colocadas várias bolas de vidro colorido calibradas e marcadas para a leitura da temperatura. As bolas de vidro sobem ou descem em função da temperatura.

A sensibilidade do Termômetro de Galileu reside na sua capacidade de separar duas leituras de temperaturas. A Figura B é um gráfico de densidade em função da temperatura para água e etanol, dois líquidos que poderiam ser usados no termômetro.

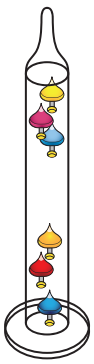


Figura A

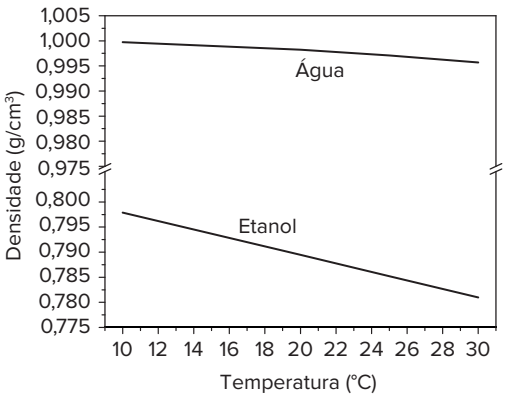


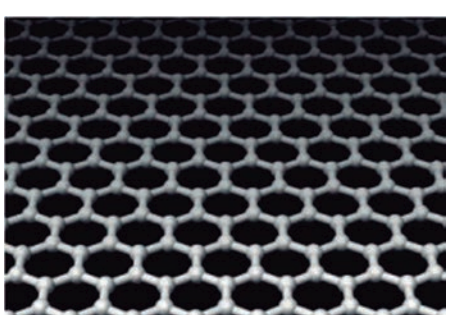
Figura B

De acordo com essas informações e os conhecimentos de química, a leitura correta da temperatura do termômetro representado na Figura A pode ser indicada pela bola de vidro que se situa

a) mais abaixo entre as que se encontram na parte de cima do tubo, sendo que a água proporcionaria um termômetro mais sensível.
b) mais acima entre as que se encontram na parte de baixo do tubo, sendo que a água proporcionaria um termômetro mais sensível.
c) mais acima entre as que se encontram na parte de cima do tubo, sendo que o etanol proporcionaria um termômetro mais sensível.
d) mais abaixo entre as que se encontram na parte de cima do tubo, sendo que o etanol proporcionaria um termômetro mais sensível.

Conceitos primitivos e sistemas homogêneos e heterogêneos

16. UPE/SSA 2022 O grafeno é uma folha de átomos de carbono com hibridização sp^2, que, quando enrolado em forma de cilindro, recebe o nome de nanotubo de carbono. Ambas são estruturas recentes nos estudos científicos, com destaque na Ciência moderna, sobretudo no que chamamos de nanotecnologia, pois, devido à simplicidade das suas estruturas, podem ajudar na compreensão de suas propriedades, tanto de forma experimental como teórica.



Fonte: Sociedade Brasileira de Física (SBF)

É **CORRETO** afirmar que são

a) isótopos, pois é na reorganização espacial do grafeno que obtemos o nanotubo de carbono.
b) alótropos, pois é na reorganização espacial do grafeno que obtemos o nanotubo de carbono.
c) isótopos, pois são formados pelo mesmo elemento químico, com estruturas diferentes.
d) alótropos, pois são substâncias simples formadas pelo mesmo elemento químico, com estruturas diferentes.
e) isômeros, pois são substâncias simples formadas pelo mesmo elemento químico, com estruturas diferentes.

17. Uema/Paes 2021 O fenômeno da alotropia ocorre para boa parte dos elementos químicos, a exemplo de carbono, de fósforo, de oxigênio e de enxofre. Esse – o enxofre – é o que apresenta uma maior variedade que pode ser encontrada na natureza. Como se sabe, as formas mais conhecidas para o enxofre são S_2, S_4, S_6 e S_8. A variedade alotrópica do S ocorre quando são apresentadas substâncias de

a) elementos químicos ligados ionicamente entre si.
b) tipo composta diferente.
c) tipo simples diferente.
d) arranjos espaciais iguais.
e) elementos químicos não ligados entre si.

18. UFBA Os diferentes tipos de matéria podem ser classificados em dois grupos:

– substâncias puras;
– misturas.

As substâncias puras podem ser simples ou compostas...

Nabuco. p. 24.

Considerando-se esse modo de classificação, pode-se afirmar:

01 O ar atmosférico é uma substância pura.
02 A água é uma substância simples.
04 O sangue é uma mistura.
08 Uma solução de açúcar é uma mistura.
16 O oxigênio e o ozônio são substâncias distintas, embora constituídas por átomos de um mesmo elemento químico.
32 A matéria que contém três tipos de molécula é uma substância composta.
64 A matéria que contém apenas um tipo de molécula é uma substância simples, mesmo que cada molécula seja formada por dois átomos diferentes.

Soma:

19. Unicamp-SP (Adapt.) Augusto dos Anjos (1884-1914) foi um poeta que, em muitas oportunidades, procurava a sua inspiração em fontes de ordem científica. A seguir transcrevemos a primeira estrofe do seu soneto intitulado "Perfis Chaleiras". Nestes versos, Augusto dos Anjos faz uso de palavras da química.

O oxigênio eficaz do ar atmosférico,
O calor e o carbono e o amplo éter são
Valem três vezes menos que este Américo.
Augusto dos Anzóis Sousa Falcão [...]

FRENTE 2

a) Uma das palavras se refere a um gás cujas moléculas são diatômicas e que é essencial para o processo respiratório dos animais. Escreva a fórmula desse gás.
b) Outra palavra se refere a uma mistura gasosa. Um dos constituintes dessa mistura está presente em quantidade muito maior que os demais. Escreva a fórmula do constituinte majoritário da mistura gasosa e forneça também a porcentagem em volume do mesmo nessa mistura.
c) Uma terceira palavra diz respeito a um elemento químico que, pela característica de poder formar cadeias e pela combinação com outros elementos, principalmente hidrogênio, oxigênio e nitrogênio, constitui a maioria dos compostos orgânicos que possibilitam a existência de vida em nosso planeta. Escreva o nome desse elemento químico.

20. **EsPCEx-SP 2020** O critério utilizado pelos químicos para classificar as substâncias é baseado no tipo de átomo que as constitui. Assim, uma substância formada por um único tipo de átomo é dita simples e a formada por mais de um tipo de átomo é dita composta. Baseado neste critério, a alternativa que contém apenas representações de substâncias simples é:

a) $HC\ell$, CaO e MgS.
b) $C\ell_2$, CO_2 e O_3.
c) O_2, H_2 e I_2.
d) CH_4, C_6H_6 e H_2O.
e) NH_3, $NaC\ell$ e P_4.

21. **Unesp 2019**

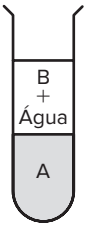
Consideram-se arte rupestre as representações feitas sobre rochas pelo homem da pré-história, em que se incluem gravuras e pinturas. Acredita-se que essas pinturas, em que os materiais mais usados são sangue, saliva, argila e excrementos de morcegos (cujo hábitat natural são as cavernas), têm cunho ritualístico.

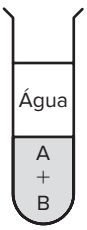
(www.portaldarte.com.br. Adaptado.)

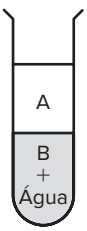
Todos os materiais utilizados para as pinturas, citados no texto, são

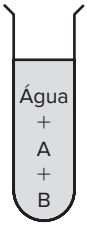
a) substâncias compostas puras.
b) de origem animal.
c) misturas de substâncias compostas.
d) de origem vegetal.
e) misturas de substâncias simples.

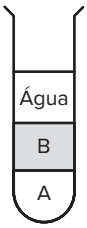
22. **UFJF/Pism-MG 2023** Considere uma mistura de três líquidos A, B e água. Sabe-se que: o líquido A é imiscível tanto em B quanto em água; o líquido B é miscível em água; o líquido A é o menos denso dentre todos. Assinale o aspecto adequado da mistura, observado após algum tempo de repouso:

a)


b)


c)


d)


e)


23. **Unicentro-PR 2023** Mistura é a reunião de duas ou mais substâncias, podendo ser homogêneas (sólidas, líquidas e gasosas) ou heterogêneas (sólido-sólido, sólido-líquido, líquido-líquido, gás-sólido, gás-líquido). Sobre as misturas, relacione os tipos (I, II, III, IV e V) com os respectivos exemplos (A, B, C, D e E).

(I) Mistura homogênea sólida.
(II) Mistura homogênea gasosa.
(III) Mistura homogênea líquida.
(IV) Mistura heterogênea sólido-sólido.
(V) Mistura heterogênea sólido-líquido.

(A) Sal e óleo.
(B) Bronze.
(C) Ar atmosférico.
(D) Álcool etílico hidratado 70° INPM.
(E) Granito.

Assinale a alternativa que contém a associação correta.

a) I-B, II-C, III-D, IV-E, V-A.
b) I-B, II-D, III-A, IV-C, V-E.
c) I-C, II-A, III-D, IV-E, V-B.
d) I-C, II-D, III-E, IV-B, V-A.
e) I-D, II-A, III-E, IV-B, V-C.

24. **IFCE 2016** As substâncias químicas podem ser classificadas em simples e compostas. São exemplos de substâncias compostas

a) Co, Ag, HNO_3.
b) $AgC\ell_2$, O_2, N_2O.
c) H_2SO_4, SiO_2, H_2O.
d) H_2, H_2CO_3, H_2S.
e) O_3, N_2, SO_2.

25. **UEPG/PSS-PR 2022** Entre as alternativas apresentadas abaixo, identifique aquelas que trazem exemplos de substâncias simples e compostas, respectivamente, e assinale o que for correto.

01 O_2 e H_2O.
02 CO_2 e CH_4.
04 H_2 e NH_3.
08 N_2 e C_2H_6O.

Soma:

26. **UEPG-PR** Sobre uma solução aquosa saturada de açúcar, à temperatura de 25 °C, assinale o que for correto.

01 Existe apenas uma única fase.
02 Nesse sistema tem-se dois componentes, a água e o açúcar.
04 A água representa o solvente e o açúcar representa o soluto.
08 Ao adicionar uma pedra de gelo nesse sistema, tem-se duas fases e três componentes.

Soma:

27. **CPS-SP 2018** A natureza apresenta diversas substâncias importantes para o dia a dia do ser humano. Porém, a grande maioria dessas substâncias encontra-se na forma de misturas homogêneas ou heterogêneas. Por essa razão, ao longo dos anos, várias técnicas de separação de misturas foram desenvolvidas para que a utilização de toda e qualquer substância fosse possível. Assinale a alternativa que apresenta um exemplo de mistura homogênea.

a) água + gasolina
b) água + óleo de cozinha
c) gás nitrogênio + gás hélio
d) ar atmosférico + fuligem
e) areia + sal de cozinha

28. **Uerj 2019** Novas tecnologias de embalagens visam a aumentar o prazo de validade dos alimentos, reduzindo sua deterioração e mantendo a qualidade do produto comercializado. Essas embalagens podem ser classificadas em Embalagens de Atmosfera Modificada Tradicionais (MAP) e Embalagens de Atmosfera Modificada em Equilíbrio (EMAP). As MAP são embalagens fechadas que podem utilizar em seu interior tanto gases como He, Ne, Ar e Kr, quanto composições de CO_2 e O_2 em proporções adequadas. As EMAP também podem utilizar uma atmosfera modificada formada por CO_2 e O_2 e apresentam microperfurações na sua superfície, conforme ilustrado abaixo.

Adaptado de exclusive.multibriefs.com.

Dentre os gases citados no texto, aquele que corresponde a uma substância composta é simbolizado por:
a) Kr **b)** O_2 **c)** He **d)** CO_2

29. **FMC-RJ 2021** Sobre as propriedades gerais da matéria, é identificado corretamente o seguinte aspecto:

a) Um sistema constituído por água e sal dissolvido caracteriza-se como homogêneo, embora, sendo uma mistura sólido-líquido, possa-se utilizar da destilação fracionada para separar os constituintes da mistura.
b) Um dos processos de separação de misturas heterogêneas, como água do mar do sal, usado frequentemente é a decantação.
c) O princípio da destilação fracionada se baseia na diferença de solubilidade dos sólidos de uma mistura.
d) Os vidros fechados de um automóvel em que viajam pessoas, num dia frio, ficam cobertos de gotas de um líquido que pode ser identificado, corretamente, como sendo água produzida pela respiração e pela sudação (sudorese).
e) O sistema constituído por álcool e água, por ser visualmente uniforme, é perfeitamente homogêneo, dado que se baseia no fato de todas as moléculas do sistema serem iguais.

Métodos de separação de misturas (análise imediata)

30. **FICSAE-SP 2023** Observe a imagem.

(www.uol.com.br)

Um chá é preparado mergulhando-se um sachê contendo ervas em água quente. Durante esse preparo, ocorrem dois processos de separação de misturas, que são

a) destilação por arraste de vapor e extração com solvente.
b) decantação e filtração.
c) extração com solvente e filtração.
d) extração com solvente e decantação.
e) destilação por arraste de vapor e filtração.

31. **Unesp** A água potável é um recurso natural considerado escasso em diversas regiões do nosso planeta. Mesmo em locais onde a água é relativamente abundante, às vezes é necessário submetê-la a algum tipo de tratamento antes de distribuí-la para consumo humano. O tratamento pode, além de outros processos, envolver as seguintes etapas.

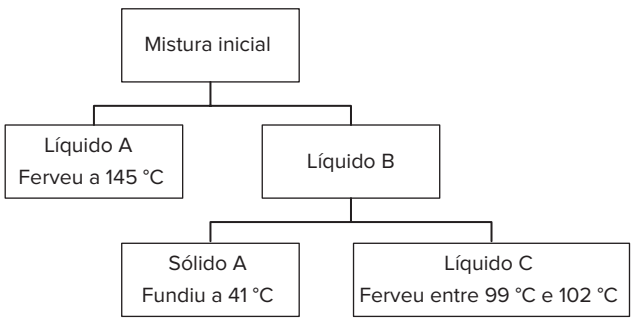
I. Manter a água em repouso por um tempo adequado, para a deposição, no fundo do recipiente, do material em suspensão mecânica.
II. Remoção das partículas menores, em suspensão, não separáveis pelo processo descrito na etapa I.

III. Evaporação e condensação da água, para diminuição da concentração de sais (no caso de água salobra ou do mar). Neste caso, pode ser necessária a adição de quantidade conveniente de sais minerais após o processo.

As etapas I, II e III correspondem, respectivamente, aos processos de separação denominados:

a) filtração, decantação e dissolução.
b) destilação, filtração e decantação.
c) decantação, filtração e dissolução.
d) decantação, filtração e destilação.
e) filtração, destilação e dissolução.

32. **Faesa-ES 2024** Para separar e identificar os componentes de uma mistura heterogênea foi realizada a seguinte sequência de procedimentos:



Considerando os dados apresentados, dentre as afirmações a seguir a única correta é:

a) Na sequência foi realizada uma destilação seguida de filtração.
b) O líquido C é uma substância pura.
c) O sólido A é uma substância pura se tiver ponto de ebulição.
d) O líquido B poderia ser desmembrado por decantação.

33. **Enem 2016** Em Bangladesh, mais da metade dos poços artesianos cuja água serve à população local está contaminada com arsênio proveniente de minerais naturais e de pesticidas. O arsênio apresenta efeitos tóxicos cumulativos. A ONU desenvolveu um *kit* para tratamento de água a fim de torná-la segura para o consumo humano. O princípio desse *kit* é a remoção do arsênio por meio de uma reação de precipitação com sais de ferro(III) que origina um sólido volumoso de textura gelatinosa.

Disponível em: http://tc.iaea.org. Acesso em: 11 dez. 2012 (adaptado).

Com o uso desse *kit*, a população local pode remover o elemento tóxico por meio de

a) fervura.
b) filtração.
c) destilação.
d) calcinação.
e) evaporação.

34. **Uece 2025** O aparelho usado no laboratório de química que, em um processo de destilação, tem a finalidade de resfriar o componente evaporado é denominado de

a) kitasato.
b) proveta.
c) condensador.
d) balão de destilação.

35. **Uece 2024** O aparelho utilizado no laboratório de química para separar líquidos não miscíveis, por meio da decantação, que possui uma torneira embutida para facilitar a separação é denominado de

a) funil de separação.
b) funil de Büchner.
c) Kitasato.
d) Erlenmeyer.

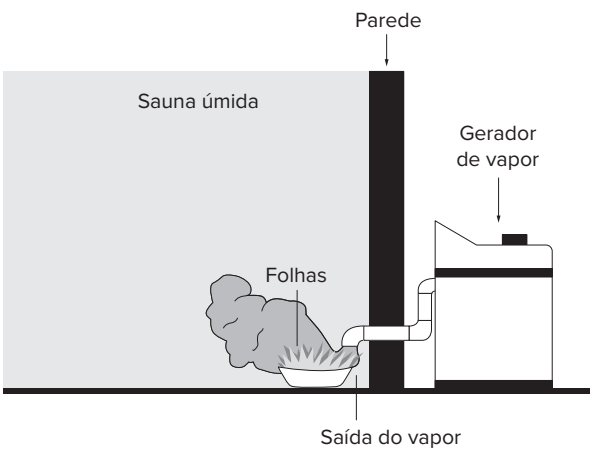
36. **Enem PPL 2021** Para demonstrar os processos físicos de separação de componentes em misturas complexas, um professor de química apresentou para seus alunos uma mistura de limalha de ferro, areia, cloreto de sódio, bolinhas de isopor e grãos de feijão. Os componentes foram separados em etapas, na seguinte ordem:

Etapa	Material separado	Método de separação
1	Grãos de feijão	Catação
2	Limalha de ferro	Imantação
3	Bolinhas de isopor	Flotação
4	Areia	Filtração
5	Cloreto de sódio	Evaporação

Em qual etapa foi necessário adicionar água para dar sequência às separações?

a) 1
b) 2
c) 3
d) 4
e) 5

37. **Enem 2016** Uma pessoa é responsável pela manutenção de uma sauna úmida. Todos os dias cumpre o mesmo ritual: colhe folhas de capim-cidreira e algumas folhas de eucalipto. Em seguida, coloca as folhas na saída do vapor da sauna, aromatizando-a conforme representado na figura.



Qual processo de separação é responsável pela aromatização promovida?

a) Filtração simples.
b) Destilação simples.
c) Extração por arraste.
d) Sublimação fracionada.
e) Decantação sólido-líquido.

38. Enem 2017 As centrífugas são equipamentos utilizados em laboratórios, clínicas e indústrias. Seu funcionamento faz uso da aceleração centrífuga obtida pela rotação de um recipiente e que serve para a separação de sólidos em suspensão em líquidos ou de líquidos misturados entre si.

RODITI, I, **Dicionário Houaiss de física**. Rio de Janeiro: Objetiva, 2005 (adaptado).

Nesse aparelho, a separação das substâncias ocorre em função

a) das diferentes densidades.
b) dos diferentes raios de rotação.
c) das diferentes velocidades angulares.
d) das diferentes quantidades de cada substância.
e) da diferente coesão molecular de cada substância.

39. Fuvest-SP 2018 Uma determinada quantidade de metano (CH_4) é colocada para reagir com cloro ($C\ell_2$) em excesso, a 400 °C, gerando $HC\ell$(g) e os compostos organoclorados $H_3CC\ell$, $H_2CC\ell_2$, $HCC\ell_3$, $CC\ell_4$, cujas propriedades são mostradas na tabela. A mistura obtida ao final das reações químicas é então resfriada a 25 °C, e o líquido, formado por uma única fase e sem $HC\ell$, é coletado.

Composto	Ponto de fusão (°C)	Ponto de ebulição (°C)	Solubilidade em água a 25 °C (g/L)	Densidade do líquido a 25 °C (g/mL)
$H_3CC\ell$	–97,4	–23,8	5,3	–
$H_2CC\ell_2$	–96,7	39,6	17,5	1,327
$HCC\ell_3$	–63,5	61,2	8,1	1,489
$CC\ell_4$	–22,9	76,7	0,8	1,587

A melhor técnica de separação dos organoclorados presentes na fase líquida e o primeiro composto a ser separado por essa técnica são:

a) decantação; $H_3CC\ell$.
b) destilação fracionada; $CC\ell_4$.
c) cristalização; $HCC\ell_3$.
d) destilação fracionada; $H_2CC\ell_2$.
e) decantação; $CC\ell_4$.

40. Ufam 2019 Leia a informação a seguir e assinale a alternativa a que se refere:

"A separação só acontece se as partículas envolvidas forem de tamanhos diferentes, tais como partículas maiores de um sólido insolúvel e partículas menores de um líquido ou solução".

a) Destilação
b) Flotação
c) Filtração
d) Decantação
e) Evaporação

41. Enem PPL 2019 Na perfuração de uma jazida petrolífera, a pressão dos gases faz com que o petróleo jorre. Ao se reduzir a pressão, o petróleo bruto para de jorrar e tem de ser bombeado. No entanto, junto com o petróleo também se encontram componentes mais densos, tais como água salgada, areia e argila, que devem ser removidos na primeira etapa do beneficiamento do petróleo.

A primeira etapa desse beneficiamento é a

a) decantação.
b) evaporação.
c) destilação.
d) floculação.
e) filtração.

42. UFRGS 2019 O chimarrão, ou mate, é uma bebida característica da cultura gaúcha e compreende uma cuia, uma bomba, erva-mate moída e água a aproximadamente 70 °C. A obtenção da bebida, ao colocar água quente na erva-mate, consiste em um processo de

a) extração.
b) decantação.
c) filtração.
d) purificação.
e) absorção.

43. UPE/SSA 2017 Em países onde as reservas de água doce são escassas, principalmente nos insulares, são comuns as estações de dessalinização da água do mar. Esse processo consiste na utilização de vapor d'água de alta temperatura, para fazer a água salgada entrar em ebulição. Posteriormente, o vapor passa por vários estágios, em que é liquefeito e depois vaporizado, garantindo um grau de pureza elevado do produto final. O processo de separação de mistura que podemos identificar no processo descrito é o de

a) filtração.
b) destilação.
c) centrifugação.
d) osmose reversa.
e) decantação fracionada.

44. FICSAE-SP 2024 Considere as misturas presentes na tabela.

Número da mistura	Mistura
I	água + areia
II	leite integral
III	ouro 18 quilates
IV	maionese

Sobre a classificação dessas misturas e os métodos adequados de separação de seus componentes foram feitas as seguintes afirmações:

X) A mistura é heterogênea e seus componentes podem ser separados por filtração simples.
Y) A mistura é homogênea e seus componentes não podem ser separados por filtração simples.
Z) A mistura é heterogênea e seus componentes não podem ser separados por filtração simples.

A correta associação entre as misturas e as afirmações feitas é

a) I-X, II-Z, III-Y, IV-Z.
b) I-X, II-X, III-Y, IV-Y.
c) I-Y, II-X, III-Y, IV-Z.
d) I-Y, II-Y, III-X, IV-Z.
e) I-X, II-Z, III-Y, IV-Y.

45. Col. Naval-RJ 2020 Considere as seguintes misturas

I. enxofre em pó e lascas de ferro.
II. água e sal de cozinha.
III. sangue humano (glóbulos vermelhos e plasma).

Assinale a opção que permite, respectivamente, a separação das misturas acima.

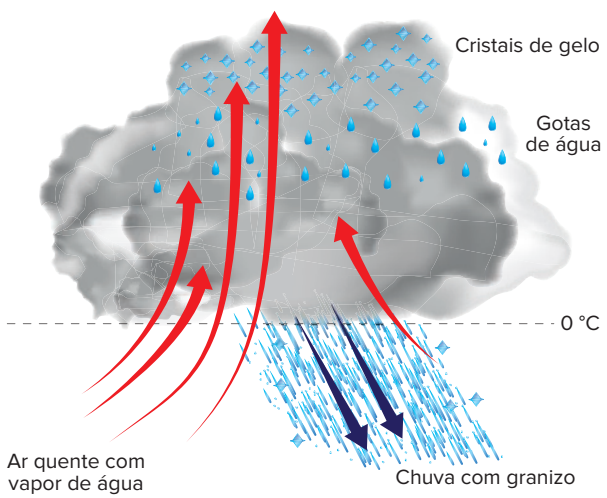
a) Separação magnética, destilação fracionada e decantação.
b) Separação magnética, destilação simples e destilação fracionada.
c) Catação, destilação fracionada e decantação.
d) Peneiração, filtração e centrifugação.
e) Separação magnética, destilação simples e centrifugação.

Texto complementar

Granizo

O granizo, também conhecido como chuva de pedra ou saraiva, é uma precipitação de grãos de gelo, transparentes ou translúcidos, em forma esférica ou irregular, apresentando diâmetro geralmente superior a 0,5 cm (Varejão-Silva, 2006 *apud* Tominaga *et al.*, 2015).

A precipitação de grãos ou pedaços de gelo ocorre, em geral, durante os temporais. Uma grande gota de chuva perto do fundo de uma nuvem de trovoada, numa forte corrente de ascensão, é levada para cima e, ao alcançar as temperaturas menores, transforma-se em gelo. Em seguida, atrai cristais de gelo e flocos de neve na parte superior da nuvem, tornando-se maior e começando a cair. Na parte inferior da nuvem recolhe mais água. Poderá ser levada de novo para cima, para o alto da nuvem, recolhendo mais cristais de gelo (Forsdyke, 1969 *apud* Tominaga *et al.*, 2015).



Processo de formação de granizo.

A chuva, no ciclo natural da água, ocorre porque a água atmosférica, em estado de vapor, é levada pelo ar quente que, por ser mais leve que o ar frio, tende a subir. Mas, quanto mais quente e úmido está o tempo atmosférico, maiores são as massas de ar carregadas de vapor. Quando essas massas esfriam, formam enormes nuvens de tempestades. A chuva, neste caso, no lugar de gotas de água, cai em forma de pedras de gelo. As gotas de água da nuvem são empurradas pelo ar quente porque, no interior das nuvens, as correntes de ar descem e sobem.

Quando as nuvens atingem a troposfera, a 5 km, chegam a uma temperatura inferior a 0 °C. Abaixo dessa linha isotérmica de 0 °C, temos a constituição de partículas de água e vapor na forma de gotículas. Acima da linha isotérmica de 0 °C, as gotas de água congelam e formam o granizo. Algumas nuvens atingem altitudes iguais ou superiores a 15 km no seu volume total e, quando lançadas para cima pela massa de ar quente, avolumam-se em forma de cogumelo, com quilômetros de diâmetro e altitude. Na maioria das vezes o granizo se forma em nuvens do tipo *cúmulo-nimbo*. Conforme a formação do granizo, muitas vezes as pedras degelam, chegando ao chão em forma de gotas líquidas muito frias. Ao cair, o granizo ainda pode se fundir com elementos gasosos e, com isso, adquirir a forma de floco de neve, e não mais de pedra de gelo (Mota, 1983 *apud* Tominaga *et al.*, 2015).

O granizo ocorre mais frequentemente nas regiões continentais das médias latitudes (20° a 55°) diminuindo em regiões marítimas e equatoriais. Entretanto, apresenta também grande frequência nas altas altitudes das regiões tropicais. Teoricamente, o grau de dano causado depende do tamanho das pedras, da densidade da área, da duração do temporal, da velocidade de queda e das características dos elementos atingidos. Chuvas intensas e ventos fortes quando acompanham o granizo aumentam os danos. O dano geralmente ocorre quando a chuva de granizo tem duração de mais de 15 minutos (Mota, *op. cit. apud* Tominaga *et al.*, 2015).

Nelson Antoine/Shutterstock.com

Granizo acumulado em uma rua do bairro Aclimação. São Paulo, maio de 2014.

TOMINAGA, Lidia Keiko; SANTORO, Jair; AMARAL, Rosangela do. *Desastres naturais*: conhecer para prevenir. 3. ed. São Paulo: Instituto Geológico, 2015. p. 124. Disponível em: https://www.infraestruturameioambiente.sp.gov.br/wp-content/uploads/sites/233/2017/05/Conhecer_para_Prevenir_3ed_2016.pdf. Acesso em: 17 jul. 2025.

Veja os principais assuntos e conceitos trabalhados neste capítulo acessando a seção **Resumindo** no livro digital, na Plataforma Poliedro.

Quer saber mais?

Texto

Cromatografia: um breve ensaio. Disponível em: http://p.p4ed.com/PDQOY.

O artigo apresenta a técnica da cromatografia, um importante método de separação de misturas. Acesso em: 10 jun. 2025.

Site

Estados da matéria: Básico. Disponível em: http://p.p4ed.com/OJUAW.

O uso do simulador permite analisar modelos que representam os estados físicos da matéria e as mudanças de fases. Acesso em: 10 jun. 2025.

Exercícios complementares

Estados físicos e curvas de aquecimento

1. Famerp-SP 2024 A imagem mostra a formação de água líquida por meio de duas mudanças de estado físico distintas:

Mudança 1 – água formada na superfície externa de um copo.

Mudança 2 – água proveniente do derretimento de gelo.

cosma/Shutterstock.com

De acordo com as informações fornecidas, afirma-se que nas mudanças citadas ocorre

a) condensação em 1 e fusão em 2; e ambos os processos são exotérmicos.

b) liquefação em 1 e em 2; um processo exotérmico.

c) condensação e processo exotérmico em 1; fusão e processo endotérmico em 2.

d) liquefação e processo endotérmico em 1; fusão e processo exotérmico em 2.

e) sublimação em 1 e liquefação em 2; e ambos os processos são exotérmicos.

2. UEA-AM 2023 Na tabela são apresentados dados de temperatura de mudança de estado físico de cinco substâncias químicas.

Substância	Temperatura de fusão	Temperatura de ebulição
1	266 K	332 K
2	301 K	942 K
3	172 K	238 K
4	386 K	720 K
5	234 K	629 K

Em um ambiente com temperatura 37 °C, a substância da tabela que estará no estado gasoso e a que estará no estado sólido são, respectivamente, as de números

a) 1 e 2. **b)** 5 e 3. **c)** 5 e 1. **d)** 3 e 4. **e)** 4 e 2.

3. UFSC 2025 Leia o texto.

Brasil tem a pior seca em 70 anos

Pesquisadores do CEMADEN, Centro Nacional de Monitoramento e Alertas de Desastres Naturais, do Ministério da Ciência, Tecnologia e Inovação, avaliaram dados de 1950 a 2024 utilizando o Índice de Precipitação Padronizado de Evapotranspiração. Segundo esse centro de monitoramento, a ferramenta que é utilizada para medir e monitorar a seca leva em conta a quantidade de chuva que cai e a quantidade de água que se perde por evaporação e transpiração das plantas. O boletim de monitoramento de agosto aponta 3 978 municípios com algum grau de seca. E a situação pode se agravar, já que a previsão é de atraso no início da estação chuvosa.

Disponível em: https://agenciabrasil.ebc.com.br/radioagencia-nacional/geral/audio/2024-09/brasil-enfrenta-pior-seca-da-historia-aponta-cemaden. [Adaptado].

Sobre o assunto, é correto afirmar que:

01 na condensação, as gotículas de água líquida são convertidas, pela irradiação solar, em água no estado gasoso, que resulta na formação de nuvens.

02 o ciclo da água, responsável pela produção de chuvas, inclui as etapas de evaporação, condensação e precipitação.

04 as atividades humanas têm impacto sobre o regime de chuvas, à medida que geram ações que resultam em alterações climáticas e na degradação do meio ambiente.

08 apenas a água que constitui córregos e rios participa do ciclo da água, já que as águas salobras, presentes nos oceanos, têm baixa pressão de vapor, portanto não evaporam para a atmosfera.

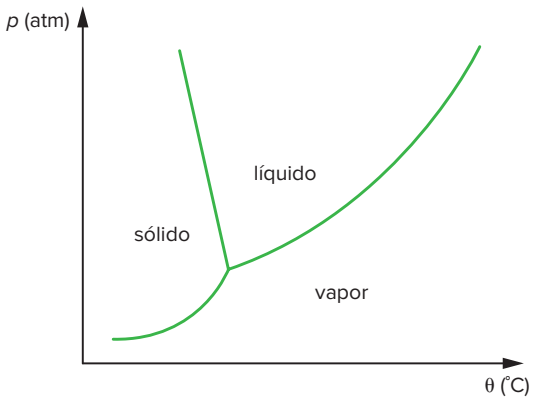
16 a infiltração da água das chuvas no solo é uma importante etapa para o abastecimento de lençóis freáticos e aquíferos.

32 o desmatamento favorece a recomposição dos aquíferos e aumenta a presença de água na atmosfera, pois a transpiração das plantas leva ao consumo de água líquida presente no ar.

Soma:

FRENTE 2

4. **Fuvest-SP 2020** Em supermercados, é comum encontrar alimentos chamados de liofilizados, como frutas, legumes e carnes. Alimentos liofilizados continuam próprios para consumo após muito tempo, mesmo sem refrigeração. O termo "liofilizado", nesses alimentos, refere-se ao processo de congelamento e posterior desidratação por sublimação da água. Para que a sublimação da água ocorra, é necessária uma combinação de condições, como mostra o gráfico de pressão por temperatura, em que as linhas representam transições de fases.



Apesar de ser um processo que requer, industrialmente, uso de certa tecnologia, existem evidências de que os povos pré-colombianos que viviam nas regiões mais altas dos Andes conseguiam liofilizar alimentos, possibilitando estocá-los por mais tempo. Assinale a alternativa que explica como ocorria o processo de liofilização natural:

a) A sublimação da água ocorria devido às baixas temperaturas e à alta pressão atmosférica nas montanhas.

b) Os alimentos, após congelados naturalmente nos períodos frios, eram levados para a parte mais baixa das montanhas, onde a pressão atmosférica era menor, o que possibilitava a sublimação.

c) Os alimentos eram expostos ao sol para aumentar a temperatura, e a baixa pressão atmosférica local favorecia a solidificação.

d) As temperaturas eram baixas o suficiente nos períodos frios para congelar os alimentos, e a baixa pressão atmosférica nas altas montanhas possibilitava a sublimação.

e) Os alimentos, após congelados naturalmente, eram prensados para aumentar a pressão, de forma que a sublimação ocorresse.

5. Bolinhas de naftalina deixadas em lugares estratégicos para combate às traças diminuem de tamanho por causa da:

a) vaporização.

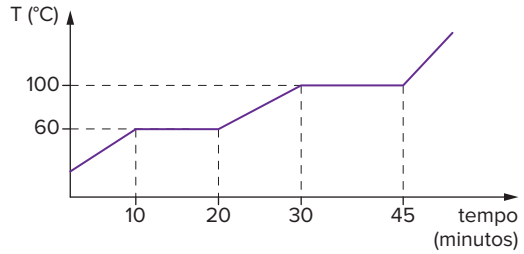
b) condensação.

c) liquefação.

d) sublimação.

e) fusão.

6. **SSPM/CPACN 2021** Observe o gráfico (temperatura × tempo) de aquecimento e analise as afirmativas a seguir.



I. Trata-se de um sólido a 40 °C.
II. O gráfico representa uma mistura eutética.
III. Entre 10 e 20 minutos de aquecimento, é possível observar sólido e líquido.
IV. Entre 20 e 30 minutos de aquecimento, há um equilíbrio das fases líquida e gasosa.
V. A temperatura de fusão é 60 °C.
VI. A ebulição ocorre a 100 °C e dura 10 minutos.

Assinale a opção correta.

a) Apenas as afirmativas I, III, V e VI são verdadeiras.

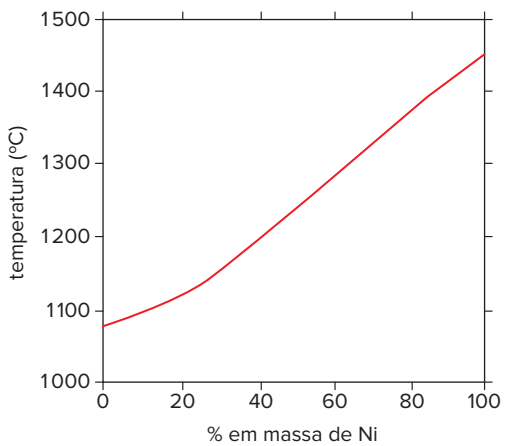
b) Apenas as afirmativas I, III e V são verdadeiras.

c) Apenas as afirmativas I, III e VI são verdadeiras.

d) Apenas as afirmativas I, V e VI são verdadeiras.

e) Apenas as afirmativas III e V são verdadeiras.

7. **FMABC-SP 2022** Analise o gráfico, que representa a curva de temperaturas de início de fusão de ligas cobre-níquel com diferentes composições.



Considere as ligas que apresentam as seguintes composições, todas no estado sólido.

Liga 1	20% Cu
Liga 2	70% Ni
Liga 3	70% Cu
Liga 4	20% Ni

Essas quatro ligas foram aquecidas de 1000 °C até 1200 °C. Permaneceram totalmente no estado sólido somente as ligas

a) 1 e 2.

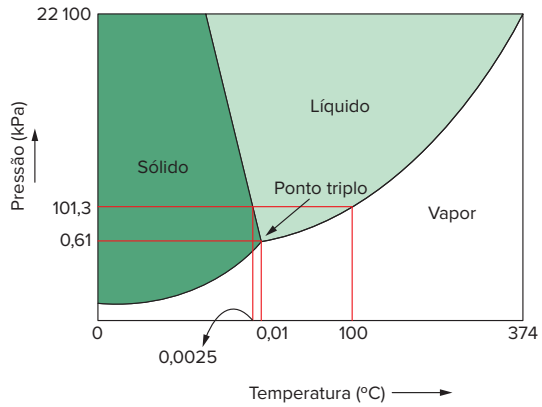
b) 2 e 3.

c) 3 e 4.

d) 2 e 4.

e) 1 e 3.

8. **Unesp 2021** Analise o diagrama, que representa as fases da água conforme as condições de pressão e temperatura.

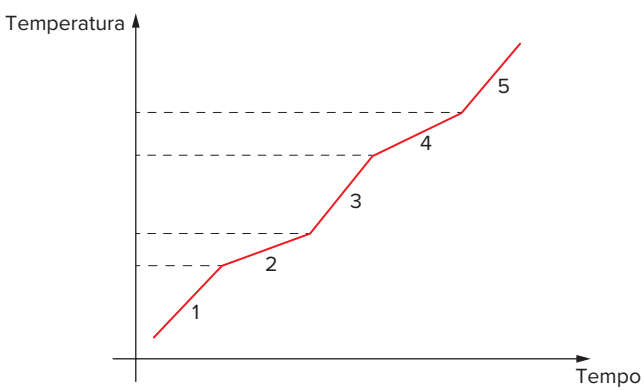


(www.researchgate.net. Adaptado.)

Um dos métodos de conservação de alimentos, conhecido como liofilização, consiste em congelar toda a água neles presente e fazê-la sublimar, ou seja, passar diretamente para o estado gasoso, sem passar pelo estado líquido. São condições de temperatura e pressão em que há possibilidade de ocorrer a sublimação da água:

a) temperatura superior a 374 °C e pressão superior a 22 100 kPa.
b) temperatura igual a 300 °C e pressão superior a 0,61 kPa.
c) temperatura inferior a 0,0025 °C e pressão superior a 101,3 kPa.
d) temperatura igual a 0,01 °C e pressão igual a 0,61 kPa.
e) temperatura inferior a 0,0025 °C e pressão inferior a 0,61 kPa.

9. **UEA-AM 2025** Analise o gráfico que representa a curva de aquecimento de determinada mistura.

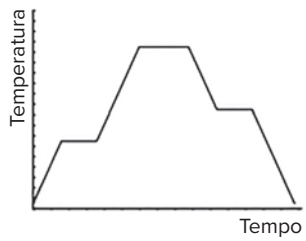


A curva de aquecimento representada refere-se a uma mistura _____, e os números _____ representam as faixas de temperatura em que coexistem dois estados físicos.
As lacunas do texto são preenchidas, respectivamente, por:

a) eutética; 2 e 4.
b) azeotrópica; 3 e 5.
c) homogênea; 2 e 4.
d) homogênea; 3 e 5.
e) azeotrópica; 1 e 4.

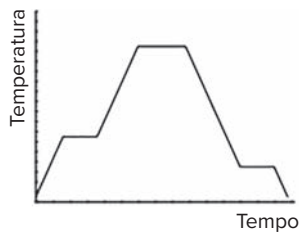
10. **Unicamp-SP 2020** Em 15 de abril de 2019, a Catedral de Notre-Dame de Paris ardeu em chamas, atingindo temperaturas de 800 °C. Estima-se que, na construção da catedral, foram empregadas pelo menos 300 toneladas de chumbo. Material usual à época, o chumbo é um metal pesado com elevado potencial de contaminação em altas temperaturas. Sabendo que o ponto de fusão do chumbo é de 327,5 °C e seu ponto de ebulição é de 1750 °C, identifique a curva que pode representar o histórico da temperatura de uma porção de chumbo presente na catedral ao longo do incêndio, bem como o fenômeno corretamente relacionado ao potencial de contaminação.

a)



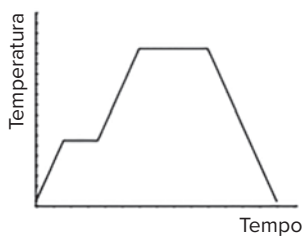
O potencial de contaminação estaria associado à evaporação do chumbo em alta temperatura.

b)



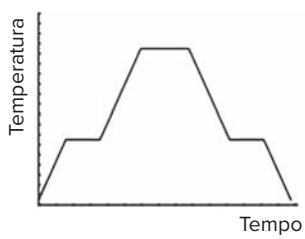
O potencial de contaminação estaria associado à ebulição do chumbo em alta temperatura.

c)



O potencial de contaminação estaria associado à ebulição do chumbo em alta temperatura.

d)



O potencial de contaminação estaria associado à evaporação do chumbo em alta temperatura.

11. **UPE/SSA 2022** Juan sempre foi curioso pela natureza e pelo mundo que o cerca. Durante a aula de Química, na qual a professora falava sobre fenômenos Físicos e Químicos, lembrou-se da festa de Aninha e percebeu que os momentos mais interessantes do evento, descritos a seguir, estavam relacionados com a aula.

I. A risada de Aninha, quando notou que o cisne de gelo estava ficando cada vez menor em cima da mesa dos frios.

II. O acidente na mesa de Roberto, quando a mãe dele jogou um guardanapo em cima do arranjo de velas.

III. A alegria de todos, quando tio Antônio jogou, na piscina, uma pedrinha de algo que chamou de sódio metálico, o qual correu para todos os lados, brilhando até sumir.

IV. O susto que a avó de Aninha tomou, quando o vento bateu forte e derrubou dois vasos de plantas que estavam sobre a mesa do bolo, quebrando-se.

V. A raiva de Carlos, quando perdeu o jogo de bingo, rasgando o papel da cartela em muitos pedaços.

Dos fenômenos rememorados por Juan, quais foram reconhecidos por ele como fenômenos químicos?

a) I, II e V.
b) II, III e IV.
c) II e III, apenas.
d) I e V, apenas.
e) II, IV e V.

12. UEPG-PR 2019 Analise a tabela abaixo e assinale o que for correto.

Substância	Ponto de fusão (1 atm, °C)	Ponto de ebulição (1 atm, °C)
Platina	1 768	3 825
Alumínio	660	2 519
Iodo	114	184
Etanol	–114	78

01 À temperatura de 25 °C, apenas o etanol encontra-se no estado líquido.

02 Na temperatura de − 100 °C, todas as substâncias são sólidas.

04 Em uma mesma temperatura, na qual o etanol já é gasoso, o iodo ainda pode ser encontrado no estado sólido.

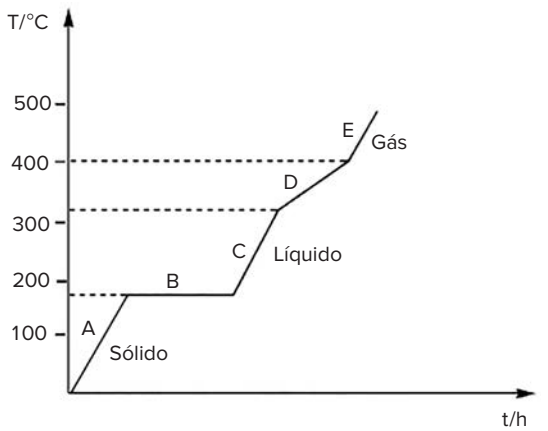
08 Na temperatura de 1 000 °C, a platina é sólida e o alumínio é líquido.

Soma: _____

13. Unicamp-SP 2018 *Icebergs* flutuam na água do mar, assim como o gelo em um copo com água potável. Imagine a situação inicial de um copo com água e gelo, em equilíbrio térmico à temperatura de 0 °C. Com o passar do tempo o gelo vai derretendo. Enquanto houver gelo, a temperatura do sistema

a) permanece constante, mas o volume do sistema aumenta.
b) permanece constante, mas o volume do sistema diminui.
c) diminui, e o volume do sistema aumenta.
d) diminui, assim como o volume do sistema.

14. UFJF-MG 2019 A solda macia (ou solda branca) é uma solda comum à base de uma liga de estanho e chumbo em variadas proporções. Na eletroeletrônica, as soldas são mais usadas em forma de fios, com a liga estanho/chumbo de proporção 60/40, a qual possui ponto de fusão igual a 183 °C. Analisando o gráfico abaixo, que mostra o comportamento térmico dessa solda, assinale a afirmativa **CORRETA:**



a) A solda é constituída por substâncias com impurezas e com temperatura de ebulição constante.
b) O fenômeno que ocorre na região B é a solidificação, e há três fases em equilíbrio.
c) A solda é constituída por uma mistura eutética, pois funde em temperatura constante.
d) A solda é constituída por uma mistura azeotrópica, pois funde em temperatura constante.
e) Na região D da curva, coexistem as fases líquida e gasosa, e a temperatura permanece constante.

Conceitos primitivos e sistemas homogêneos e heterogêneos

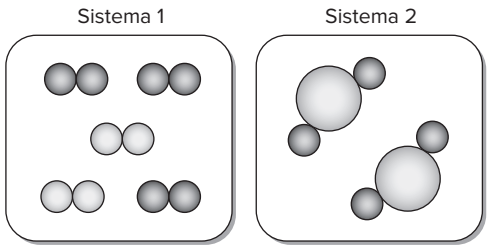
15. UFBA Um sistema constituído de três gases:

a) é sempre polifásico.
b) é sempre monofásico.
c) pode ser homogêneo ou heterogêneo, dependendo da natureza dos gases.
d) pode ser monofásico, bifásico ou trifásico, dependendo dos gases.
e) varia em número de fases, dependendo de os gases serem substâncias simples ou compostas.

16. Col. Naval-RJ 2020 O diamante é um cristal de alto valor agregado, sua composição química é similar à da grafite utilizada em lapiseiras e lápis escolares. Qual o nome do fenômeno em que um mesmo elemento químico pode originar duas ou mais substâncias simples diferentes?

a) Atomicidade
b) Avogadro
c) Estrutura cristalina
d) Alotropia
e) Covalência

17. **CPS-SP 2020** No estudo de substâncias puras e misturas, a professora apresentou dois sistemas a seus alunos, conforme representado nas figuras.



Ela solicitou que analisassem e fizessem duas afirmações sobre cada sistema. Nas alternativas, encontram-se algumas das afirmações feitas pelos alunos. Analise-as e assinale a alternativa que apresenta apenas a afirmação correta sobre um dos sistemas representados.

a) No sistema 1, temos duas substâncias simples.

b) O sistema 1 é uma substância pura.

c) No sistema 1, temos cinco componentes.

d) O sistema 2 é uma mistura.

e) No sistema 2, temos dois componentes.

18. **IFMG 2016** Em uma aula prática de Ciências, os alunos analisaram um líquido de identidade desconhecida. Inicialmente verificaram a existência de uma única fase. Em seguida, determinaram a densidade, a temperatura de ebulição e a massa residual após a evaporação de 100 mL do líquido. A tabela abaixo evidencia os resultados das análises:

Densidade a 25 °C	Temperatura de ebulição	Massa residual após evaporação
0,78 g/mL	76 °C – 84 °C	20 mg

Com base nos resultados, o líquido em questão é uma:

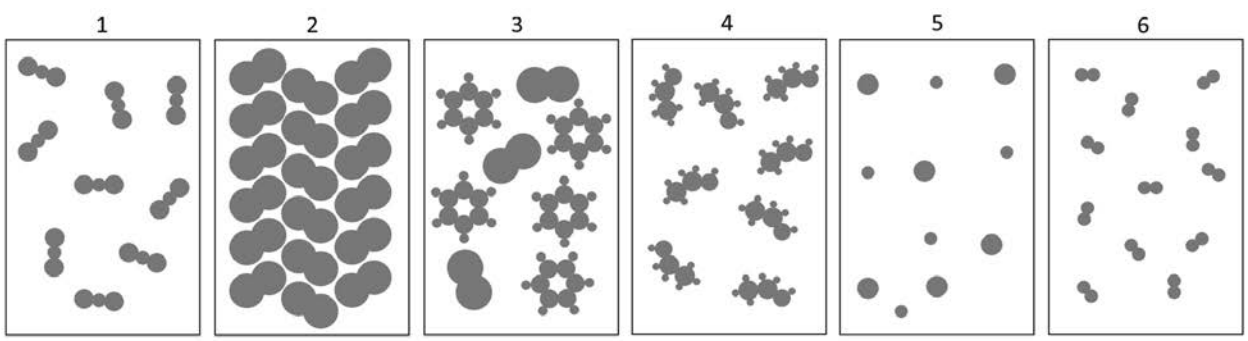
a) substância simples.

b) substância composta.

c) mistura heterogênea.

d) mistura homogênea.

19. **Fuvest-SP 2018** Considere as figuras pelas quais são representados diferentes sistemas contendo determinadas substâncias químicas. Nas figuras, cada círculo representa um átomo, e círculos de tamanhos diferentes representam elementos químicos diferentes.



A respeito dessas representações, é correto afirmar que os sistemas

a) 3, 4 e 5 representam misturas.

b) 1, 2 e 5 representam substâncias puras.

c) 2 e 5 representam, respectivamente, uma substância molecular e uma mistura de gases nobres.

d) 6 e 4 representam, respectivamente, uma substância molecular gasosa e uma substância simples.

e) 1 e 5 representam substâncias simples puras.

20. **Fuvest-SP** Na obra **O poço do Visconde**, de Monteiro Lobato, há o seguinte diálogo entre o Visconde de Sabugosa e a boneca Emília:

> — Senhora Emília, explique-me o que é hidrocarboneto.
> A atrapalhadeira não se atrapalhou e respondeu:
> — São misturinhas de uma coisa chamada hidrogênio com outra coisa chamada carbono. Os carocinhos de um se ligam aos carocinhos de outro.

Nesse trecho, a personagem Emília usa o vocabulário informal que a caracteriza. Buscando-se uma terminologia mais adequada ao vocabulário utilizado em Química, devem-se substituir as expressões "misturinhas", "coisa" e "carocinhos", respectivamente, por:

a) compostos, elemento, átomos.
b) misturas, substância, moléculas.
c) substâncias compostas, molécula, íons.
d) misturas, substância, átomos.
e) compostos, íon, moléculas.

21. **Uefs-BA 2017** Considere uma amostra sólida que apresenta ponto de fusão constante e coloração amarela uniforme. Dissolve somente parte do sólido com adição de água e após fundir totalmente, com aquecimento contínuo, entra em ebulição com temperatura variável. Com base nessa informação, é correto afirmar que essa amostra

a) é uma substância pura.
b) é uma substância composta.
c) é uma mistura homogênea.
d) é uma substância pouco solúvel em água.
e) ao entrar em ebulição, ocorreu a sublimação da substância.

22. **IFMG 2016** Um copo contendo água mineral gaseificada, com pedras de gelo, é uma mistura _____ formada por _____ fases, sendo _____.

Os termos que completam as lacunas são, respectivamente,

a) heterogênea, três, uma sólida.
b) homogênea, duas, uma sólida.
c) homogênea, três, duas sólidas.
d) heterogênea, duas, duas sólidas.

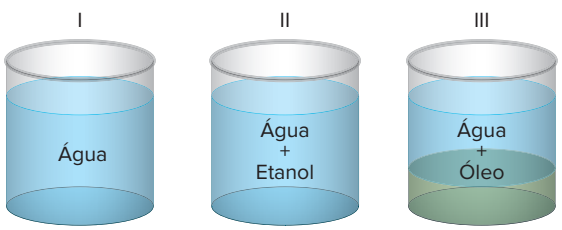
23. **CPS-SP** Encontro em lanchonetes ou no intervalo das aulas é uma das atividades de lazer de crianças e de adolescentes, e a comida preferida é o lanche à base de hambúrguer com maionese e *ketchup*, batata frita, salgadinhos, refrigerantes, entre outros. Porém, esses alimentos vêm sofrendo condenação pelos médicos e nutricionistas, em especial por conterem componentes não recomendados, que são considerados "vilões" para a saúde dessa população jovem como, por exemplo, as gorduras trans e o excesso de sódio. Segundo pesquisa recente do Idec (Instituto Brasileiro de Defesa do Consumidor), nas redes de *fast-food*, certos sanduíches fornecem 80% da quantidade necessária de sódio por dia. Esse elemento compõe a substância cloreto de sódio, que é um dos principais compostos presentes no sal de cozinha. O sal de cozinha pode ser obtido a partir da água do mar, em salinas, por evaporação. A condenação desse composto pelos médicos está associada a uma série de problemas, entre eles a hipertensão, hoje em dia comum até entre crianças e adolescentes. Com base no exposto e considerando o conceito de mistura e de substância pura, pode-se afirmar que:

a) o sal de cozinha, considerado substância pura, é encontrado na natureza.
b) o cloreto de sódio puro é considerado uma mistura das substâncias puras cloro e sódio.
c) o sal de cozinha é uma mistura que contém, entre outras substâncias, o cloreto de sódio.
d) o sal de cozinha, obtido em salinas por evaporação, é cloreto de sódio puro.
e) os sanduíches, em especial das redes *fast-food*, contêm 80% do sal recomendado por dia.

24. Assinale a alternativa correta.

a) Todo sistema homogêneo é uma mistura homogênea.
b) Todo sistema heterogêneo é uma mistura heterogênea.
c) Todo sistema heterogêneo é monofásico.
d) Todo sistema homogêneo é polifásico.
e) Todo sistema heterogêneo pode ser uma mistura heterogênea ou uma substância pura em mais de um estado físico.

25. **UFF-RJ** Considere os seguintes sistemas:



Os sistemas I, II e III correspondem, respectivamente, a:

a) substância simples, mistura homogênea, mistura heterogênea.
b) substância composta, mistura heterogênea, mistura heterogênea.
c) substância composta, mistura homogênea, mistura heterogênea.
d) substância simples, mistura homogênea, mistura homogênea.
e) substância composta, mistura heterogênea, mistura homogênea.

26. **Fatec-SP 2019** Em seu livro *Tratado Elementar de Química*, publicado em 1789, Antoine Lavoisier estabeleceu uma nova nomenclatura para diversas substâncias químicas. Alguns exemplos, extraídos desse livro, são dados no quadro.

Nome antigo	Nome proposto por Lavoisier	Nome atual
ar vital	oxigênio	oxigênio
ar inflamável	hidrogênio	hidrogênio
ar fixo	ácido carbônico	dióxido de carbono
ácido vitriólico	ácido sulfúrico	ácido sulfúrico
vitríolo azul; vitríolo de cobre	sulfato de cobre	sulfato de cobre(II)
ácido marinho	ácido muriático	ácido clorídrico
sal marinho	muriato de soda	cloreto de sódio
soda aerada; soda efervescente	carbonato de soda	carbonato de sódio

Examinando o quadro, identifique as duas substâncias simples nele presentes pelos seus nomes antigos.

a) ar vital e ar fixo
b) ar vital e ar inflamável
c) sal marinho e soda aerada
d) ácido vitriólico e ácido muriático
e) vitríolo azul e soda efervescente

27. **Enem PPL** A grafita é uma variedade alotrópica do carbono. Trata-se de um sólido preto, macio e escorregadio, que apresenta brilho característico e boa condutibilidade elétrica. Considerando essas propriedades, a grafita tem potencial de aplicabilidade em:

a) Lubrificantes, condutores de eletricidade e cátodos de baterias alcalinas.
b) Ferramentas para riscar ou cortar materiais, lubrificantes e condutores de eletricidade.
c) Ferramentas para amolar ou polir materiais, brocas odontológicas e condutores de eletricidade.
d) Lubrificantes, brocas odontológicas, condutores de eletricidade, captadores de radicais livres e cátodos de baterias alcalinas.
e) Ferramentas para riscar ou cortar materiais, nanoestruturas capazes de transportar drogas com efeito radioterápico e cátodos de baterias alcalinas.

28. **IFCE 2016** Os átomos dos elementos químicos combinam uns com outros de diversas formas, constituindo as moléculas das substâncias, estas podem ser simples ou compostas. Diante do exposto, trata-se de uma substância simples o

a) ácido sulfúrico.
b) gás carbônico.
c) ar atmosférico.
d) gás ozônio.
e) ácido fosfórico.

29. **Col. Naval-RJ 2017** Marque a opção que apresenta apenas substâncias compostas.

a) H_2, O_2, S_8.
b) I_2, O_3, H_2O.
c) CO, He, NH_3.
d) H_2O, N_2, $C\ell_2$.
e) NO_2, H_2O, $NaC\ell$.

30. **ITA-SP** Num experimento, um estudante verificou ser a mesma a temperatura de fusão de várias amostras de um mesmo material no estado sólido e também que esta temperatura se manteve constante até a fusão completa. Considere que o material sólido tenha sido classificado como:

I. substância simples pura
II. substância composta pura
III. mistura homogênea eutética
IV. mistura heterogênea

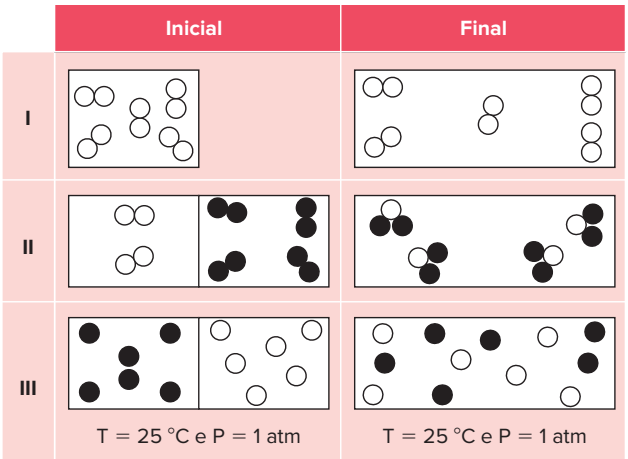
Então, das classificações acima, está(ão) errada(s):

a) apenas I e II.
b) apenas II e III.
c) apenas III.
d) apenas III e IV.
e) apenas IV.

31. **UFRGS** Três amostras materiais designadas por I, II e III foram submetidas a diferentes processos de análise, sob pressão de 1 atm, obtendo-se os dados a seguir:
Amostra I: É um gás incolor que liquefaz a uma temperatura de –183 °C. Quando submetido a processos usuais de decomposição, permanece a mesma substância.
Amostra II: É um sólido branco que apresenta ponto de fusão igual a 800 °C e ponto de ebulição igual a 1413 °C. Quando submetido a decomposição por eletrólise, origina um sólido metálico e libera um gás.
Amostra III: É um líquido límpido e incolor que não mantém uma temperatura constante durante sua ebulição. Após a destilação observa-se a formação de cristais brancos no fundo do recipiente que o contém.
As amostras I, II e III podem ser, respectivamente:

a) substância pura, mistura homogênea e mistura heterogênea.
b) substância simples, substância composta e solução.
c) substância simples, mistura homogênea e mistura homogênea.
d) solução gasosa, substância pura e substância composta.
e) mistura homogênea, mistura eutética e mistura azeotrópica.

32. **Mackenzie-SP** Comparando as situações inicial e final nos sistemas I, II e III, observa-se:



a) a ocorrência de um fenômeno químico no sistema I.
b) a formação de uma mistura no sistema II.
c) uma mudança de estado no sistema III.
d) a formação de uma mistura no sistema I.
e) a ocorrência de um fenômeno químico no sistema II.

33. **UFPR (Adapt.)** Com o objetivo de reduzir a emissão de poluentes pelos veículos automotivos, foi definido, por Medida Provisória do Governo Federal, um aumento de 22% para 24% de álcool anidro na gasolina.
Para determinar o teor de álcool em uma amostra de gasolina, utiliza-se o seguinte procedimento.

I. Mistura-se 50 mL de gasolina com 50 mL de água.

II. Agita-se a mistura.

III. Após a formação de duas fases, mede-se o volume da fase aquosa.

Considere que a adição de um volume V_1 de água a um volume V_2 de etanol produz uma mistura de volume total $V_t = V_1 + V_2$.
Com base nas informações anteriores e em conhecimentos sobre o álcool e a água, é correto afirmar:

☐ se o volume final da fase aquosa for 60 mL, significa que o aumento de 10 mL corresponde ao álcool, concluindo-se que a gasolina contém 20% de álcool.

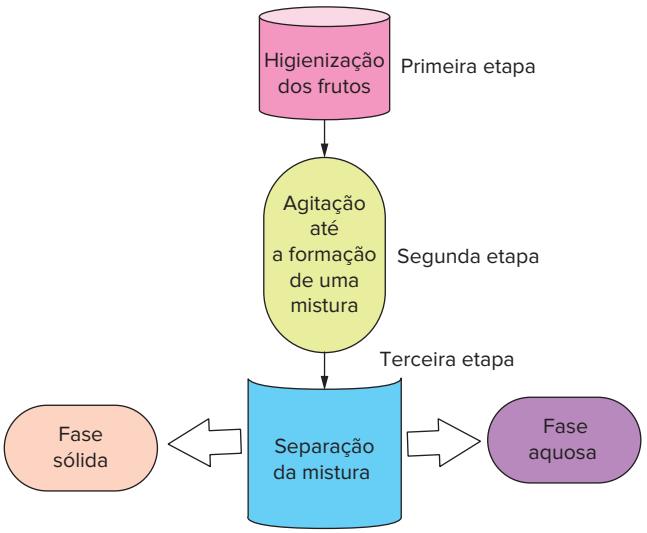
☐ para que a amostra de gasolina apresente o teor alcoólico de acordo com o previsto pela Medida Provisória, o volume da fase aquosa deve ser de 74 mL.

☐ nesta análise, o álcool presente na gasolina transfere-se preferencialmente para a fase aquosa por ser mais solúvel nesta.

▶ **Dica:** O álcool, inicialmente na gasolina, vai para a água, onde dissolve-se preferencialmente.

Métodos de separação de misturas (análise imediata)

34. **UEA-AM 2025** O açaí é um fruto amazônico muito apreciado em todo o Brasil. Para a obtenção da sua polpa, o açaí é processado em etapas: na primeira, os frutos são higienizados; na segunda, são despolpados em um agitador mecânico, formando-se uma mistura; na terceira etapa, essa mistura é separada, e a polpa obtida é embalada para ser congelada e comercializada. O esquema representa o processamento do açaí desde a sua higienização até a obtenção da polpa.



A classificação da mistura formada na segunda etapa e o nome da técnica de separação empregada na terceira etapa são:

a) homogênea e cristalização.
b) heterogênea e evaporação.
c) heterogênea e destilação.
d) heterogênea e filtração.
e) homogênea e decantação.

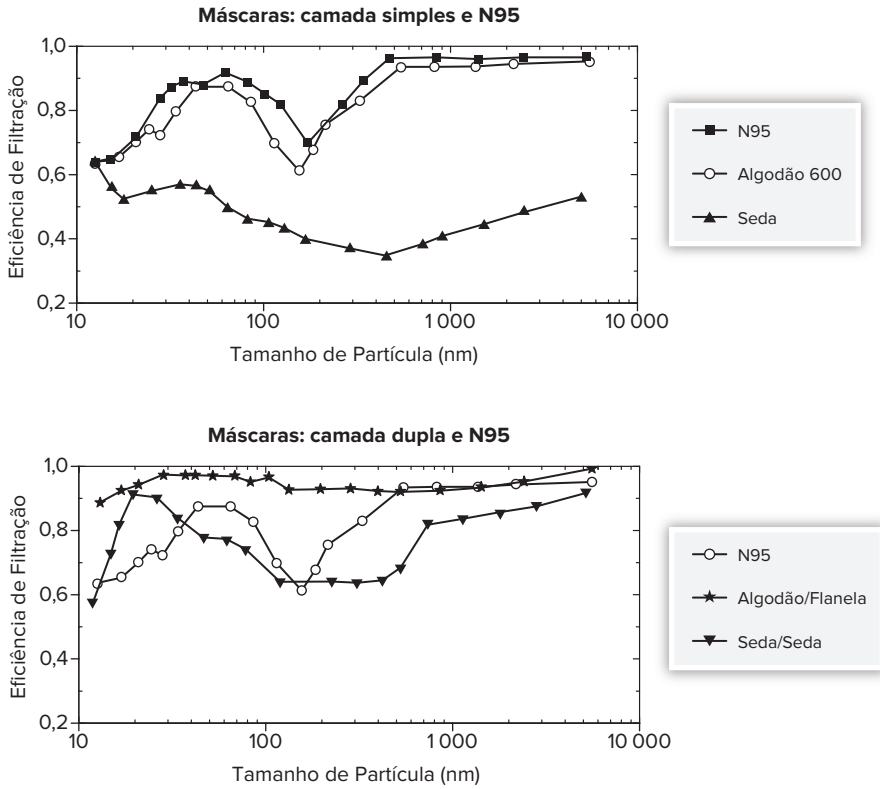
35. **FMP-RJ 2021** Infelizmente, a poluição por mercúrio na Amazônia é ignorada apesar das crescentes evidências dos perigos que representa para as pessoas e a vida selvagem ao longo do sistema fluvial. [...] Além disso, as vítimas mais vulneráveis são os povos indígenas e as comunidades locais, além de milhares de espécies únicas desse bioma.

Disponível em: https://www.wwf.org.br/informacoes/noticias_meio_ambiente_e_natureza/?uNewsID=68585. Acesso em: 1º out. 2020. Adaptado.

A principal fonte de contaminação por mercúrio na Amazônia é a mineração de ouro artesanal de pequena escala extraído na região.
Nessa atividade, o mercúrio é usado na purificação do ouro por meio do processo físico de separação denominado

a) destilação
b) peneiração
c) levigação
d) centrifugação
e) decantação

36. **Unicamp-SP 2021** No início da pandemia da Covid-19, houve escassez de máscaras de proteção. Muitas pessoas passaram a fabricar suas próprias máscaras com tecidos comuns. Seriam essas máscaras caseiras tão eficientes quanto a máscara recomendada, a N95? Um estudo avaliou a eficiência de alguns tecidos na filtração de partículas de 10 nm a 10 µm, faixa de tamanho importante para a transmissão de vírus baseada em aerossóis, e que compreende a faixa do novo coronavírus (20-250 nm). Algumas informações obtidas pelos pesquisadores encontram-se nos gráficos a seguir.



(Adaptado de A. Konda e outros. ACS Nano 14, 2020, 6339-6347.)

Com base nessas informações, é correto afirmar que a eficiência na filtração de uma máscara caseira é sempre

a) maior para partículas abaixo de 300 nm quando uma única camada de qualquer tecido é usada.
b) menor para partículas abaixo de 300 nm quando uma única camada de qualquer tecido é usada.
c) maior que a da N95 para a faixa do novo coronavírus, desde que se use uma camada dupla de diferentes tecidos.
d) menor que a da N95 para a faixa do novo coronavírus, mesmo que se use uma camada dupla de diferentes tecidos.

37. **Enem Libras 2017** A escassez de água doce é um problema ambiental. A dessalinização da água do mar, feita por meio de destilação, é uma alternativa para minimizar esse problema. Considerando os componentes da mistura, o princípio desse método é a diferença entre

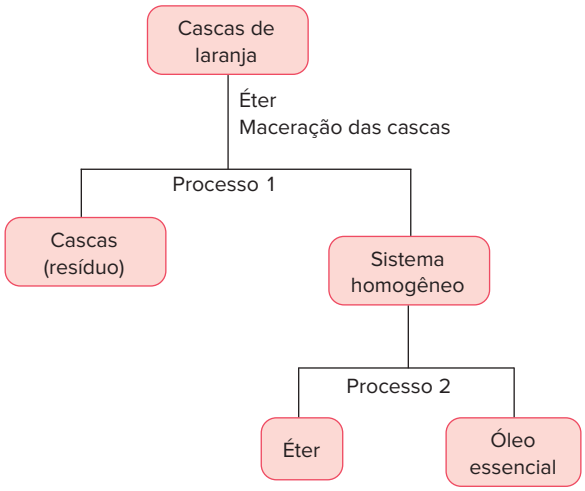
a) suas velocidades de sedimentação.
b) seus pontos de ebulição.
c) seus pontos de fusão.
d) suas solubilidades.
e) suas densidades.

38. **UFPR 2025** As restrições de produção do período pandêmico e a alta demanda com o avanço da produção de carros elétricos impulsionaram os preços internacionais do cobre. Uma vez que os minerais possuem baixos teores desse metal, a produção do cobre é realizada a partir de uma série de etapas de enriquecimento, no qual a rocha do mineral é triturada e tratada em tanques de água contendo surfactantes, e, em seguida, essa mistura é submetida à aeração. Desse modo, a espuma gerada carrega as partículas contendo cobre para a superfície, formando uma pasta com maior teor desse metal.

Qual método de separação é descrito nesse processo de enriquecimento do metal?

a) Filtração
b) Flotação
c) Destilação
d) Decantação
e) Centrifugação

39. Famerp-SP 2019 O esquema a seguir representa o processo de extração do óleo essencial de cascas de laranja.



Os números 1 e 2 correspondem a processos de separação de misturas denominados, respectivamente,

a) dissolução fracionada e filtração.
b) decantação e centrifugação.
c) centrifugação e filtração.
d) destilação e decantação.
e) filtração e destilação.

40. Fuvest-SP 2021

A psicanálise do açúcar

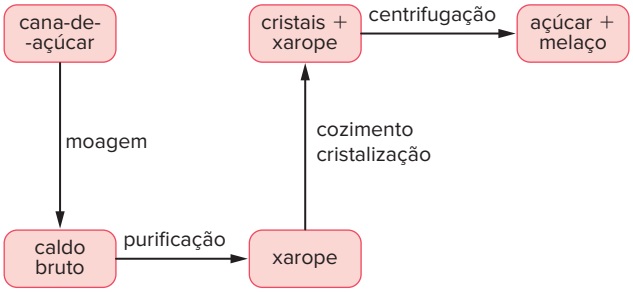
O açúcar cristal, ou açúcar de usina,
mostra a mais instável das brancuras:
quem do Recife sabe direito o quanto,
e o pouco desse quanto, que ela dura.
Sabe o mínimo do pouco que o cristal
se estabiliza cristal sobre o açúcar,
por cima do fundo antigo, de mascavo,
do mascavo barrento que se incuba;
e sabe que tudo pode romper o mínimo
em que o cristal é capaz de censura:
pois o tal fundo mascavo logo aflora
quer inverno ou verão mele o açúcar.

Se os banguês que-ainda purgam ainda
o açúcar bruto com barro, de mistura;
a usina já não o purga: da infância,
não só depois de adulto, ela o educa;
em enfermarias, com vácuos e turbinas,
em mãos de metal de gente indústria,
a usina o leva a sublimar em cristal
o pardo do xarope: não o purga, cura.
Mas como a cana se cria ainda hoje,
em mãos de barro de gente agricultura,
o barrento da pré-infância logo aflora
quer inverno ou verão mele o açúcar.

João Cabral de Melo Neto, *A Educação pela Pedra*.

banguê: engenho de açúcar primitivo movido a força animal.

Observe o diagrama que mostra, de forma simplificada, o processo de fabricação do açúcar.



Disponível em https://sistemas.eel.usp.br/. Adaptado.

Considerando essas informações e seu conhecimento sobre separação de misturas e transformações químicas e físicas, no trecho grifado no poema, o termo sublimar é usado

a) corretamente para mostrar como do líquido (xarope) é extraído o cristal de açúcar através do processo de evaporação do sólido e secagem.
b) em um sentido amplo do processo, já que não corresponde ao que ocorre com o cristal de açúcar, e sim com o melaço, que se separa do xarope.
c) metaforicamente, já que ocorre a precipitação do açúcar com o cozimento do xarope, que é separado por centrifugação.
d) incorretamente, já que a obtenção do açúcar a partir do xarope é uma reação química direta que não necessita de processo de separação.
e) em seu sentido literal, já que o açúcar está na fase sólida, no xarope, e passa à fase vapor com o cozimento, formando então cristais de açúcar puro.

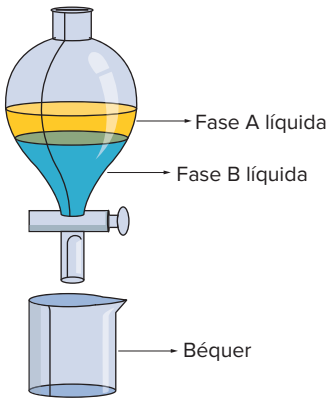
41. Unicamp-SP Os gases nitrogênio, oxigênio e argônio, principais componentes do ar, são obtidos industrialmente através da destilação fracionada do ar liquefeito. Indique a sequência de obtenção dessas substâncias neste processo de destilação fracionada. Justifique sua resposta.

Dados: temperaturas de ebulição a 1,0 atm: argônio = −186 °C; nitrogênio = −196 °C; oxigênio = −183 °C.

42. UFJF/Pism-MG 2020 A técnica de destilação para a produção de bebidas alcoólicas a partir da fermentação de soluções de açúcares é descrita desde o século IX na região onde atualmente encontra-se o país Iraque. Podemos afirmar que a técnica se baseia nas diferenças de:

a) Solubilidade entre dois ou mais compostos.
b) Configuração eletrônica entre dois ou mais compostos.
c) Densidade entre dois ou mais compostos.
d) Temperatura de ebulição entre dois ou mais compostos.
e) Temperatura de fusão entre dois ou mais compostos.

43. UEA-AM 2022 Considere que em um processo físico de separação de misturas foi empregado um funil em que foram adicionadas as substâncias álcool etílico ($d = 0{,}789\ g/cm^3$) e óleo ($d = 0{,}91\ g/cm^3$). Após a agitação e o repouso do funil, observou-se a formação de duas fases líquidas diferentes, A e B, que podiam ser separadas após a abertura da torneira desse funil.



O processo de separação descrito foi empregado para separar uma mistura _____ de líquidos _____. No béquer, foi recolhida a substância _____ densa.

As lacunas do texto são preenchidas, respectivamente, por

a) homogênea, miscíveis e menos.
b) heterogênea, imiscíveis e mais.
c) homogênea, imiscíveis e mais.
d) heterogênea, miscíveis e mais.
e) heterogênea, imiscíveis e menos.

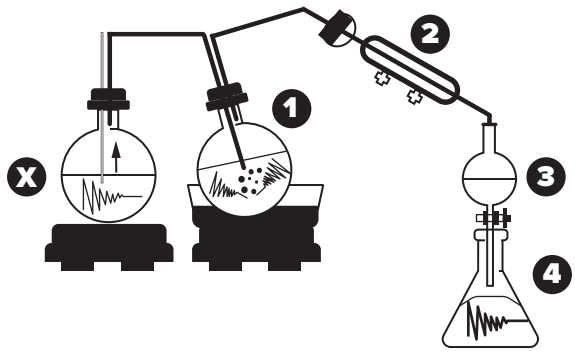
44. Uece Dentre as opções abaixo, assinale a que corresponde à sequência correta de procedimentos que devem ser adotados para separar os componentes de uma mistura de água, sal de cozinha, óleo comestível e pregos de ferro.

a) Destilação simples, separação magnética e decantação.
b) Separação magnética, decantação e destilação simples.
c) Destilação fracionada, filtração e decantação.
d) Levigação, separação magnética e sifonação.

45. Unicamp-SP Em um acampamento, um cozinheiro trapalhão derruba óleo e sal na areia. Rapidamente ele recolhe a mistura desses três materiais e a coloca, juntamente com um pouco de água, em um vidro vazio, agitando um pouco a mistura e deixando-a descansar. Deste modo, ele primeiro decanta o líquido superior (o óleo) e, depois, o líquido do meio (que contém o sal dissolvido na água) para, na sequência, aquecer esse líquido do meio numa panela, eliminando a água e obtendo o sal. Esses fatos evidenciam que as densidades estão na ordem

a) areia > água salgada > óleo, sendo a água e o óleo imiscíveis entre si.
b) areia > óleo > água salgada, sendo a água e o óleo miscíveis entre si.
c) óleo > água salgada > areia, sendo a água e o óleo imiscíveis entre si.
d) água salgada > areia > óleo, sendo a água e o óleo miscíveis entre si.

46. Cefet-MG 2025 A indústria processa substâncias naturais de forma a purificá-las, agregando valor e transformando-as em produtos específicos para consumo. É o caso dos óleos essenciais, que são líquidos voláteis extraídos de plantas e possuem diversas aplicações, como na medicina e na fabricação de perfumes. A figura mostra a aparelhagem usada para a obtenção de um óleo essencial, com as partes identificadas.



O processo de extração começa com a adição de água ao balão X de fundo redondo que é aquecida até gerar vapor. Esse vapor é conduzido ao balão que contém a planta (parte 1). Os componentes voláteis da planta, juntamente com o vapor d'água, são então direcionados ao condensador (parte 2). Os componentes, após serem resfriados, se acumulam em um recipiente (parte 3) e posteriormente, um a um, são coletados em um outro frasco (parte 4).

Nesse procedimento, a decantação entre o óleo essencial e a água ocorre na parte

a) 1.
b) 2.
c) 3.
d) 4.

47. Unicamp-SP 2021 A forma cristalina de um fármaco é fundamental para seu uso como medicamento. Assim, a indústria farmacêutica, após a síntese de determinado fármaco, deve verificar se ele se apresenta como uma única forma cristalina ou se é uma mistura polimórfica. Uma das formas de purificar um fármaco nessas condições é utilizar um processo de recristalização: dissolução do material sintetizado, seguida da cristalização da substância desejada. Observe na tabela abaixo os dados de solubilidade em água de uma dada forma de insulina.

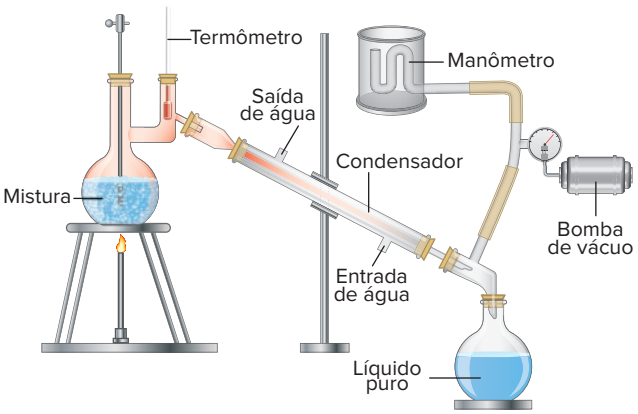
Temperatura (°C)	Solubilidade (mg mL^{-1})
15	0,30
25	0,63
35	0,92

A partir dessas informações, caso se queira purificar uma amostra dessa insulina, seria recomendado dissolver essa amostra em quantidade suficiente de água

FRENTE 2

a) a 35 °C e resfriar lentamente a solução até 15 °C, promover uma filtração a 15 °C e recuperar o sólido; toda a insulina seria recuperada.
b) a 15 °C e aquecer lentamente a solução até 35 °C, promover uma filtração a 35 °C e recuperar o sólido; uma parte da insulina permaneceria em solução.
c) a 35 °C e resfriar lentamente a solução até 15 °C, promover uma filtração a 15 °C e recuperar o sólido; uma parte da insulina permaneceria em solução.
d) a 15 °C e aquecer lentamente a solução até 35 °C, promover uma filtração a 35 °C e recuperar o sólido; toda a insulina seria recuperada.

48. **FCMSCSP 2022** A destilação a vácuo é uma técnica experimental empregada em separações de misturas com temperaturas de ebulição elevadas.
Na figura, é apresentado um esquema de uma aparelhagem de destilação a vácuo, na qual se emprega uma bomba de vácuo convencional, que mantém a pressão no interior do sistema em cerca de 0,3 atm.



(www.embibe.com. Adaptado.)

Na tabela, são apresentadas informações da temperatura de ebulição do álcool isobutílico em diferentes condições de pressão.

Temperatura de ebulição (°C)	Pressão no interior do destilador (atm)
82	0,380
89	0,490
108	1,00

Na purificação do álcool isobutílico por destilação a vácuo, a pressão de vapor do líquido na temperatura em que ocorre a sua ebulição é _____ sua pressão de vapor na temperatura de ebulição em condição de pressão de 1 atm. A condensação do vapor do álcool isobutílico no condensador ocorre em temperatura _____ do que ocorre em 1 atm.
As lacunas são preenchidas, respectivamente, por
a) mais baixa do que a – mais baixa
b) igual à – mais baixa
c) mais alta do que a – mais baixa
d) mais baixa do que a – mais alta
e) mais alta do que a – mais alta

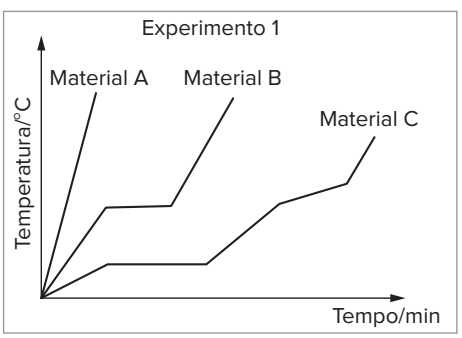
49. **UFJF-MG 2018** Diferentes operações básicas são usadas em laboratórios de pesquisa. Considere os seguintes procedimentos e marque a opção **CORRETA**.
a) Utilizando extração líquido-líquido é possível obter etanol de uma amostra contendo 10% de etanol e 90% de água.
b) Para aproveitar a água do mar, pode-se usar a destilação simples, separando a água do sal.
c) Uma mistura homogênea de líquido e sólido pode ser separada através da filtração.
d) Numa mistura homogênea de sólidos, a determinação do ponto de fusão não poderia servir como indicativo de quantos sólidos diferentes estão presentes na amostra.
e) Uma mistura homogênea de líquidos pode ser separada pelo processo de filtração.

50. **Fuvest-SP** A obtenção de água doce de boa qualidade está se tornando cada vez mais difícil devido ao adensamento populacional, às mudanças climáticas, à expansão da atividade industrial e à poluição. A água, uma vez captada, precisa ser purificada, o que é feito nas estações de tratamento. Um esquema do processo de purificação é:

→ A → B → C → D → E → F

em que as etapas B, D e F são:
B – adição de sulfato de alumínio e óxido de cálcio,
D – filtração em areia,
F – fluoretação.
Assim sendo, as etapas A, C e E devem ser, respectivamente,
a) filtração grosseira, decantação e cloração.
b) decantação, cloração e filtração grosseira.
c) cloração, neutralização e filtração grosseira.
d) filtração grosseira, neutralização e decantação.
e) neutralização, cloração e decantação.

51. **Cefet-MG 2020** Considere três materiais A, B e C que, na temperatura de 25 °C, são líquidos e imiscíveis entre si. Cada um deles passou, em separado, por dois experimentos para construção de curvas de aquecimento, conforme detalhado a seguir.
Experimento 1: A, B e C, inicialmente no estado sólido, foram submetidos, isoladamente, ao aquecimento gradual, partindo da mesma temperatura e condição de pressão. As curvas obtidas nesse experimento estão representadas no gráfico abaixo.



Experimento 2: as condições iniciais do Experimento 1 foram mantidas, porém aumentando-se em três vezes o volume do material B em relação ao que foi utilizado. De novo, os três materiais foram aquecidos gradualmente.

Baseando-se na análise dos experimentos e no seu conhecimento sobre as propriedades dos materiais, julgue as afirmativas a seguir como verdadeiras (V) ou falsas (F).

- ☐ A temperatura de fusão do material B foi maior no experimento 2 do que no 1.
- ☐ O material A aquece mais rapidamente que o material C.
- ☐ Os três materiais são substâncias puras.
- ☐ A mistura de B e C, a 25 °C, pode ser separada, utilizando funil de decantação.
- ☐ O material B possui maior temperatura de fusão que o material C.

A sequência correta é

a) (F), (V), (F), (V), (V).
b) (F), (V), (V), (V), (F).
c) (V), (F), (V), (F), (F).
d) (V), (F), (F), (F), (V).

BNCC em foco

EM13CNT306

1. Em março de 2020, a OMS (Organização Mundial da Saúde) declarou que o mundo vivia uma pandemia do novo coronavírus. Assim como a SARS, enfrentada em 2009, a covid-19 é uma doença respiratória, transmitida por vírus, e tem como recomendação os mesmos procedimentos básicos de higiene para sua prevenção. Entre eles estão lavar as mãos frequentemente com sabonete e água e usar álcool em gel 70% para higienização (isto é, que contenha 70% de álcool em sua composição).

Sobre o sabonete, a água e o álcool em gel, é correto classificá-los, respectivamente, como:

a) mistura homogênea, substância pura e mistura heterogênea.
b) mistura homogênea, mistura heterogênea e mistura homogênea.
c) mistura heterogênea, mistura homogênea e substância pura.
d) mistura homogênea, mistura homogênea e mistura homogênea.
e) substância pura, substância pura e mistura heterogênea.

EM13CNT308

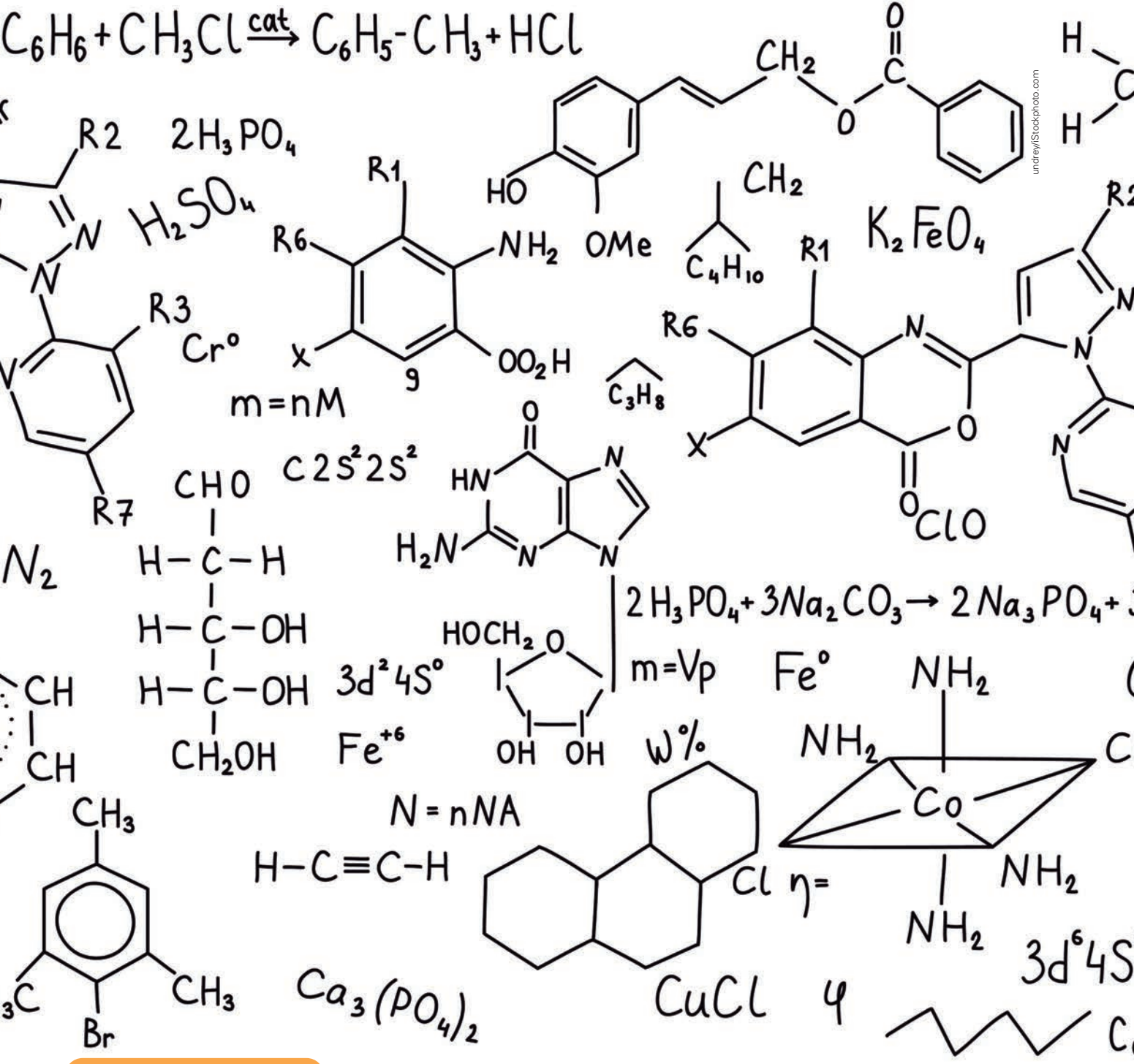
2. O tema reciclagem não é recente, e sua aplicação é cada vez mais necessária para a construção de um futuro sustentável. Há uma busca crescente por meios de recuperação e reciclagem de elementos metálicos presentes no lixo eletrônico e em outros equipamentos que possuem em suas estruturas metais de alto valor comercial, como ouro, prata e platina. Esses metais estão presentes na forma de ligas metálicas, sendo necessária a utilização de técnicas específicas para analisar e descobrir quais elementos compõem o material antes de avaliar o custo de recuperação e reciclagem dessas ligas, que pode ser bastante alto. Nem sempre é fácil descobrir quais elementos estão presentes nos materiais metálicos citados e separá-los para sua recuperação e reciclagem, pois as ligas metálicas

a) são misturas homogêneas, tornando difícil a identificação dos elementos presentes por uma análise simples, como a microscopia óptica.
b) são misturas heterogêneas, sendo aplicável apenas a técnica de remoção atômica, retirando os átomos de cada elemento utilizando um *laser*.
c) são substâncias simples, porém apresentam aspecto visual idêntico, sendo necessário o uso de equipamentos complexos para descobrir sua composição.
d) são compostas de alótropos do mesmo elemento, e apenas a separação das estruturas cristalinas permitirá sua reciclagem.
e) se formam pela junção de duas substâncias puras, formando um material puro e compactado, praticamente inviabilizando seu reaproveitamento.

EM13CNT307

3. Nas indústrias, o carbono pode ser utilizado de diversas formas: como combustível para caldeiras, como matéria-prima na produção do aço, como lubrificante sólido de engrenagens, como semicondutor de eletricidade, como material para polimento de metais etc. Isso se deve a uma característica dos materiais compostos de carbono, que é o fato de esse elemento formar

a) ligas metálicas com facilidade.
b) substâncias puras altamente reativas.
c) substâncias puras com várias formas alotrópicas.
d) substâncias puras em cadeias carbônicas.
e) misturas eutéticas e azeotrópicas.



FRENTE 2

CAPÍTULO

2

Determinação de fórmulas

As fórmulas químicas são fundamentais para tornar mais concreto o estudo de Química, cuja natureza é bastante abstrata. Neste capítulo, vamos aprender como as fórmulas foram determinadas.

Introdução

As substâncias químicas apresentam representações apropriadas, reconhecidas internacionalmente por órgãos que regulamentam o estudo da Química, como a IUPAC (*International Union of Pure and Applied Chemistry*; em português: União Internacional de Química Pura e Aplicada). Essas representações são feitas por meio de **fórmulas**.

O primeiro tipo de fórmula para representar um composto químico se baseava na porcentagem em massa de cada elemento químico desse composto. Essa representação é chamada de **fórmula centesimal**. Entender por que esse tipo de representação foi o primeiro a ser estudado é simples: no início do século XIX, o único instrumento de medida que se usava para determinar a composição de uma substância era a balança. Assim, decompunha-se o composto em seus elementos químicos formadores, na forma de suas respectivas substâncias simples, e mediam-se a massa de cada elemento químico e a massa total da amostra. A porcentagem em massa de cada elemento químico era dada pela razão entre a sua massa e a massa total do composto.

Com a determinação das massas molares de cada elemento químico, pode-se calcular, com base na fórmula centesimal, a menor proporção entre os números de átomos dos elementos químicos do composto. Essa nova representação é chamada de **fórmula mínima** ou **empírica**. Ao conhecer as massas molares das substâncias, pode-se calcular, com base na fórmula mínima, a **fórmula molecular**, a mais usada atualmente para representar um composto.

O principal objetivo deste capítulo é definir esses três tipos de fórmula e discutir como se dá a conversão entre eles. Para começar, é fundamental ressaltar a importância desse assunto para a Química: a determinação das fórmulas dos compostos foi feita em uma época com recursos ainda precários, na qual os principais instrumentos medidores eram balanças simples. Com esses instrumentos, foi possível conhecer o número de átomos de cada elemento químico em uma molécula mesmo que nunca se tenha visto uma. Saber a constituição dos compostos contribuiu para elaborar novas teorias e incrementar o conhecimento sobre a matéria e suas transformações.

Comparação entre as fórmulas

Os três tipos de fórmula podem ser definidos da seguinte maneira:

- **Fórmula molecular** é a representação que mostra quantos átomos de cada elemento químico estão presentes em uma molécula.
- **Fórmula mínima/empírica** é a representação que mostra a menor proporção de números inteiros de átomos dos elementos químicos em uma molécula.
- **Fórmula centesimal** é a representação que mostra as porcentagens em massa dos elementos químicos de uma molécula.

O quadro a seguir traz exemplos dos tipos de fórmula que uma substância pode ter.

Nome da substância	Fórmula molecular	Fórmula mínima	Fórmula centesimal
Etano	C_2H_6	CH_3	$C_{80\%}H_{20\%}$
Trióxido de enxofre	SO_3	SO_3	$S_{40\%}O_{60\%}$
Glicose	$C_6H_{12}O_6$	CH_2O	$C_{40\%}H_{6,67\%}O_{53,33\%}$
Sacarose	$C_{12}H_{22}O_{11}$	$C_{12}H_{22}O_{11}$	$C_{42,11\%}H_{6,43\%}O_{51,46\%}$

Comparação entre os tipos de fórmula de uma substância.

Ao analisar o quadro percebe-se:

- Em alguns compostos, a fórmula molecular pode ser igual à fórmula mínima, como no trióxido de enxofre e na sacarose. Para que isso ocorra, basta que a fórmula molecular não tenha índices simplificáveis.
- Ao representar a fórmula centesimal, é mais conveniente que as porcentagens sejam expressas com duas casas decimais, respeitando-se as regras de arredondamento. A soma das porcentagens deve ser de 100%.
- Para obter a fórmula mínima a partir da fórmula molecular, basta simplificar os índices até alcançar os menores inteiros possíveis.

Conversão entre as fórmulas

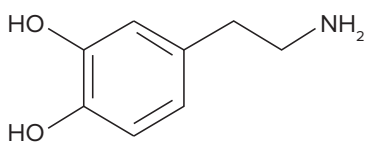
Da fórmula molecular/mínima para a fórmula centesimal

A partir de uma proporção entre o número de átomos de cada elemento químico em uma molécula, deve-se calcular a porcentagem em massa de cada elemento químico do composto. Para tanto, aplica-se a seguinte regra de três:

$$\begin{matrix} M_{composto} & \text{——} & 100\% \\ M_X & \text{——} & \%X \end{matrix} \Rightarrow \%X = \frac{M_X}{M_{composto}} \cdot 100\%$$

Exercício resolvido

1. A substância dopamina é um dos mais importantes neurotransmissores do nosso corpo e está relacionada a sensações de bem-estar e de prazer. A diminuição acelerada das células nervosas que produzem a dopamina pode estar associada à doença de Parkinson, ao passo que o excesso de dopamina no organismo pode estar relacionado à esquizofrenia.



Sabendo que a fórmula molecular da dopamina é $C_8H_{11}NO_2$, qual é sua fórmula centesimal?

▶ **Dados:** massas molares, em g/mol: C = 12; H = 1; N = 14; O = 16.

Resolução:

Observe o seguinte esquema para o cálculo das massas molares:

$$\underbrace{\underbrace{C_8}_{M_C = 8 \cdot 12}\ \underbrace{H_{11}}_{M_H = 11 \cdot 1}\ \underbrace{N}_{M_N = 1 \cdot 14}\ \underbrace{O_2}_{M_O = 2 \cdot 16}}_{M_{composto} = 153\ g/mol}$$

Desse modo, podemos calcular as porcentagens em massa da seguinte forma:

$$\%C = \frac{M_C}{M_{composto}} \cdot 100\% \Rightarrow \%C = \frac{8 \cdot 12}{153} \cdot 100\%$$

$$\%C = 62{,}75\%$$

$$\%H = \frac{M_H}{M_{composto}} \cdot 100\% \Rightarrow \%H = \frac{11 \cdot 1}{153} \cdot 100\%$$

$$\%H = 7{,}19\%$$

$$\%N = \frac{M_N}{M_{composto}} \cdot 100\% \Rightarrow \%N = \frac{1 \cdot 14}{153} \cdot 100\%$$

$$\%N = 9{,}15\%$$

$$\%O = \frac{M_O}{M_{composto}} \cdot 100\% \Rightarrow \%O = \frac{2 \cdot 16}{153} \cdot 100\%$$

$$\%O = 20{,}92\%$$

Logo, a fórmula centesimal da dopamina é: $C_{62,75\%}H_{7,19\%}N_{9,15\%}O_{20,92\%}$

Da fórmula centesimal para a fórmula mínima

Nesse caso, a conversão visa estabelecer a menor proporção entre o número de átomos de cada elemento químico em uma substância. Entretanto, vale ressaltar que a proporção entre o número de átomos de cada elemento químico é a mesma proporção entre a quantidade de matéria de átomos. Isso se deve ao fato de que a quantidade de 1 mol de átomos é a mesma para todos os elementos químicos. Dessa forma, para determinar a fórmula mínima de uma substância, deve-se:

1º Calcular a quantidade de matéria para cada elemento químico da molécula.

2º Tomar a proporção em mols como sendo também a proporção em número de átomos.

3º Transformar a proporção, que provavelmente será de números fracionários, em uma proporção de números inteiros, sendo estes os menores possíveis.

Saiba mais

Historicamente, essa é uma conversão muito importante, porque foi a partir dela que os cientistas do passado conseguiram saber a proporção dos átomos de cada elemento químico em uma molécula sem nunca terem analisado os átomos por meio da visualização da molécula. É uma conquista científica relevante, uma vez que o mundo microscópico foi estudado de maneira indireta, sem que se usasse nenhum dos nossos sentidos.

Exercícios resolvidos

2. A decomposição de um composto em seus elementos químicos formadores revelou que a fórmula centesimal dessa substância é $C_{65,45\%}H_{7,27\%}N_{12,73\%}O_{14,55\%}$. Sabendo que as massas molares do carbono, hidrogênio, nitrogênio e oxigênio são, respectivamente, 12 g/mol, 1 g/mol, 14 g/mol e 16 g/mol, determine a fórmula mínima desse composto.

Resolução:

Para determinar a fórmula mínima a partir da fórmula centesimal, deve-se começar determinando a quantidade de matéria para cada elemento químico:

$$n_C = \frac{m_C}{M_C} \Rightarrow n_C = \frac{65{,}45\%\ m_{total}}{12} \Rightarrow n_C = 5{,}45\%m_{total}$$

$$n_H = \frac{m_H}{M_H} \Rightarrow n_H = \frac{7{,}27\%\ m_{total}}{1} \Rightarrow n_H = 7{,}27\%m_{total}$$

$$n_N = \frac{m_N}{M_N} \Rightarrow n_N = \frac{12{,}73\%\ m_{total}}{14} \Rightarrow n_N = 0{,}91\%m_{total}$$

$$n_O = \frac{m_O}{M_O} \Rightarrow n_O = \frac{14{,}55\%\ m_{total}}{16} \Rightarrow n_O = 0{,}91\%m_{total}$$

Após esse procedimento, é importante saber que essa proporção obtida é a mesma proporção do número de átomos de cada um dos elementos químicos que compõem esse composto. No entanto, para a fórmula mínima, deve-se obter essa mesma proporção expressa em números inteiros. Para isso, dividem-se todos os resultados encontrados pelo menor deles. Assim:

$$n_C = \frac{5{,}45\%\ m_{total}}{0{,}91\%\ m_{total}} = 6 \qquad n_N = \frac{0{,}91\%\ m_{total}}{0{,}91\%\ m_{total}} = 1$$

$$n_H = \frac{7{,}27\%\ m_{total}}{0{,}91\%\ m_{total}} = 8 \qquad n_O = \frac{0{,}91\%\ m_{total}}{0{,}91\%\ m_{total}} = 1$$

Logo, a fórmula mínima do composto é C_6H_8NO.

3. Existem na natureza vários óxidos de nitrogênio. Em uma amostra, havia apenas um deles, totalmente purificado. Para descobrir qual era o óxido da amostra, foi feita sua decomposição. Pelas massas obtidas, concluiu-se que a fórmula centesimal do composto era $N_{25,93\%}O_{74,07\%}$. Sabendo que as massas molares do nitrogênio e do oxigênio são, respectivamente, 14 g/mol e 16 g/mol, determine a fórmula mínima do óxido.

Resolução:

Ao calcular a quantidade de matéria dos dois elementos químicos, tem-se:

$$n_N = \frac{m_N}{M_N} \Rightarrow n_N = \frac{25{,}93\%\ m_{total}}{14} \Rightarrow n_N = 1{,}85\%\ m_{total}$$

$$n_O = \frac{m_O}{M_O} \Rightarrow n_O = \frac{74{,}07\%\ m_{total}}{16} \Rightarrow n_O = 4{,}63\%\ m_{total}$$

Os dados obtidos são a proporção do número de átomos de cada elemento químico que compõe o composto. Ao converter para uma proporção de números inteiros, tem-se:

$$n_N = \frac{1{,}85\%\ m_{total}}{1{,}85\%\ m_{total}} = 1 \qquad n_O = \frac{4{,}63\%\ m_{total}}{1{,}85\%\ m_{total}} = 2{,}5$$

Se ainda assim a proporção obtida não for de números inteiros, deve-se multiplicar todos eles por um mesmo fator para que resultem, concomitantemente, em números inteiros. Nesse caso, multiplicam-se todos por 2:

$$n_N = \frac{1{,}85\%\ m_{total}}{1{,}85\%\ m_{total}} = 1 \cdot 2 = 2$$

$$n_O = \frac{4{,}63\%\ m_{total}}{1{,}85\%\ m_{total}} = 2{,}5 \cdot 2 = 5$$

Portanto, a fórmula mínima do composto é N_2O_5.

Da fórmula centesimal para a fórmula molecular

Para converter uma fórmula centesimal em uma fórmula molecular, deve-se utilizar o procedimento anterior, que converte a fórmula centesimal em fórmula mínima, e, depois, converter a mínima em molecular. Para isso, basta multiplicar a fórmula mínima por um mesmo fator inteiro, que é o fator utilizado para simplificar a fórmula molecular e gerar a mínima. Esse fator pode ser obtido a partir de algum dado além da fórmula centesimal, como a massa molar do composto ou o número de átomos de determinado elemento químico do composto.

Exercício resolvido

4. O composto BHC, também chamado de benzeno hexaclorado, foi muito utilizado como pesticida e fungicida em lavouras, principalmente de trigo e de cebola. É um composto bastante estável, e seu acúmulo na natureza é altamente indesejável, pois o BHC é tóxico. Uma análise de massas após decomposição mostrou que sua fórmula centesimal é $C_{25{,}26\%}\ C\ell_{74{,}74\%}$. Qual é sua fórmula molecular, sabendo que a massa molar é 285 g/mol?

▶ **Dados:** massas molares, em g/mol: C = 12; $C\ell$ = 35,5.

Resolução:

Calculando a quantidade de matéria dos dois elementos químicos, tem-se:

$$n_C = \frac{m_C}{M_C} \Rightarrow n_C = \frac{25{,}26\%\ m_{total}}{12} \Rightarrow n_C = 2{,}11\%\ m_{total}$$

$$n_{C\ell} = \frac{m_{C\ell}}{M_{C\ell}} \Rightarrow n_{C\ell} = \frac{74{,}74\%\ m_{total}}{35{,}5} \Rightarrow n_{C\ell} = 2{,}11\%\ m_{total}$$

Desse modo, a proporção do número de átomos de cada um dos elementos químicos é de 1 : 1. A fórmula mínima é dada por $CC\ell$, que tem massa molar igual a 47,5 g/mol.

Como a massa molar do composto é 285 g/mol, a razão $\frac{285}{47{,}5} = 6$ é o fator pelo qual se deve multiplicar a fórmula mínima para chegar à fórmula molecular:

$(CC\ell)_n = (CC\ell)_6 = C_6C\ell_6$

A fórmula molecular do composto é $C_6C\ell_6$.

Existem ainda outros problemas de determinação de fórmulas que podem envolver diferentes raciocínios. Em alguns deles, por exemplo, são dados a massa molar de uma substância e os elementos químicos que a compõem, e, então, pede-se sua fórmula molecular. Matematicamente, obtém-se um sistema indeterminado, pois há mais incógnitas do que equações. Entretanto, como o número de átomos é inteiro, o sistema tem, de fato, uma única solução.

Em último caso, pode-se determinar a fórmula de um composto por meio de uma análise por combustão, principalmente para compostos orgânicos oxigenados.

Observe os exemplos nos exercícios resolvidos a seguir.

Exercícios resolvidos

5. A maior parte dos desodorantes tem como principal princípio ativo o cloridróxido de alumínio, um composto antisséptico contra organismos gram-positivos (que causam o mau cheiro das axilas), sendo antiperspirante (que dificulta a transpiração) e adstringente (que neutraliza substâncias de caráter ácido que causam mau cheiro). Esse composto tem os íons alumínio, hidroxila e cloreto. Qual é a sua fórmula?

▶ **Dados:** massas molares, em g/mol: Aℓ = 27; O = 16; H = 1; Cℓ = 35,5; cloridróxido de alumínio = = 174,5.

Resolução:

A primeira estratégia para resolver essa questão é utilizar a massa molar do cloro, que equivale a 35,5 g/mol e é a única massa molar decimal do composto. Um número ímpar de átomos de cloro faz a massa molar do composto ser um número decimal; já uma quantidade par faz a massa molar do composto ser um número inteiro. Portanto, já se pode concluir que há um número ímpar de átomos de cloro.

Tem-se que: $\begin{cases} 1\ C\ell = 35{,}5 \\ 3\ C\ell = 106{,}5 \\ 5\ C\ell = 177{,}5 \end{cases}$

Dessa forma, o número de átomos de cloro no composto só pode ser 1 ou 3, porque 5 já ultrapassa a massa molar total do composto.

Considerando a presença de 3 cloros, a massa molar do restante do composto seria de 68 g/mol. Sabe-se que há, pelo menos, um alumínio e uma hidroxila na substância, e, como a massa molar do alumínio é 27, e a da hidroxila é 17, a soma delas é 44. Subtraindo

esse valor de 68, tem-se 24, e essa sobra não poderia ser nem um alumínio, nem uma hidroxila a mais. Logo, não é possível que o índice do cloro no composto seja 3. Desse modo, sabe-se que o número de cloros é 1: $A\ell_x(OH)_yC\ell$.
Caso a fórmula tivesse 1 alumínio, seria $A\ell(OH)_yC\ell$, e a massa seria dada por:

$27 + (17 \cdot y) + 35,5 = 62,5 + (17 \cdot y)$

Como a massa total do composto é 174,5, tem-se:
$62,5 + (17 \cdot y) = 174,5 \Rightarrow y = 6,59$, que não é um número inteiro e, portanto, não convém.
Para 2 alumínios, a fórmula seria $A\ell_2(OH)_yC\ell$, cuja massa é:

$54 + (17 \cdot y) + 35,5 = 89,5 + (17 \cdot y)$

Como a massa total vale 174,5, tem-se:
$89,5 + (17 \cdot y) = 174,5 \Rightarrow y = 5$, que é um número inteiro.
Assim, a fórmula do composto é $A\ell_2(OH)_5C\ell$.

6. O ácido cítrico é um dos produtos mais importantes na indústria química atualmente. Ele recebe esse nome porque está presente em frutas cítricas, como o limão. Esse ácido faz parte da composição de sais de frutas, que são medicamentos utilizados para moderar grandes variações de pH no estômago, que podem causar azia.
Suponha que a queima completa de 144 g desse composto tenha resultado em 198 g de dióxido de carbono e 54 g de água. Qual seria sua fórmula mínima?

▶ **Dados:** massas molares, em g/mol: C = 12; H = 1; O = 16.

Resolução:

A equação não balanceada da combustão completa do ácido cítrico é dada por:

$C_xH_yO_z + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

Como os únicos produtos obtidos são gás carbônico e água, sabe-se que o composto tem carbono e hidrogênio e pode ter oxigênio. Pela lei da conservação das massas de Lavoisier, é possível encontrar a massa de oxigênio consumida no processo:

$$\underbrace{C_xH_yO_z}_{144\ g} + \underbrace{O_2}_{m_{O_2}} \longrightarrow \underbrace{CO_2}_{198\ g} + \underbrace{H_2O}_{54\ g}$$

$144 + m_{O_2} = 198 + 54 \Rightarrow m_{O_2} = 108$

Calculando a quantidade de matéria para todas as espécies envolvidas, tem-se:

$$n_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{M_{O_2}} \Rightarrow n_{O_2} = \frac{108}{32} \therefore n_{O_2} = 3,375\ mol$$

$$n_{CO_2} = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} \Rightarrow n_{CO_2} = \frac{198}{44} \therefore n_{CO_2} = 4,5\ mol$$

$$n_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} \Rightarrow n_{H_2O} = \frac{54}{18} \therefore n_{H_2O} = 3\ mol$$

Balanceando a equação da combustão completa, tem-se:

$C_xH_yO_z + 3,375\ O_2 \rightarrow 4,5\ CO_2 + 3\ H_2O$

$C_{4,5}H_6O_{5,25} + 3,375\ O_2 \rightarrow 4,5\ CO_2 + 3\ H_2O$

Dividindo todos os índices por 0,25, tem-se a fórmula $C_{18}H_{24}O_{21}$, cuja fórmula mínima é $C_6H_8O_7$ (obtida dividindo a fórmula anterior por 3).

Revisando

1. **Unicamp-SP** Sabe-se que 1,0 mol de um composto contém 72 g de carbono (C), 12 mols de átomos de hidrogênio (H) e $12 \cdot 10^{23}$ átomos de oxigênio (O). Admitindo-se o valor da constante de Avogadro como sendo $6,0 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$ e com base na classificação periódica dos elementos, escreva:

a) A fórmula molecular do composto.

b) A fórmula mínima do composto.

2. **Unitau-SP** Sabendo-se que um composto mineral apresenta a seguinte composição centesimal: Na = 27,06%, N = 16,47% e O = 56,47% e que existe nesse composto somente um átomo de sódio, calcule a sua fórmula molecular.

▶ **Dados:** N = 14; O = 16; Na = 23.

3. **Unicamp-SP** O ácido acetilsalicílico, $C_9H_8O_4$, é uma substância muito empregada em medicamentos antitérmicos e analgésicos. Uma indústria farmacêutica comprou uma certa quantidade de ácido acetilsalicílico para usá-lo em uma de suas formulações. Como de praxe, para verificar a pureza do material, foi feita a análise química que indicou um teor de carbono de 50%. O produto comprado estava puro? Justifique sua resposta.

▶ **Dados:** massas atômicas: C = 12, H = 1 e O = 16.

4. **Udesc** A celulose é um composto orgânico de grande importância econômica para o estado de Santa Catarina. A celulose é um polímero de cadeia longa formado pela ligação de monômeros de glicose ($C_6H_{12}O_6$). Uma massa de 100 gramas de celulose foi submetida à análise elementar e os resultados mostraram que este composto era constituído de 44,45 gramas de carbono, 6,17 gramas de hidrogênio e 49,38 gramas de oxigênio.

▶ **Dados:** massas atômicas: C = 12,0 u; H = 1,0 u; O = 16,0 u.

Pergunta-se:

a) Qual a fórmula mínima da celulose?

b) Qual o peso molecular da molécula de glicose?

5. **UFPR** Um composto mineral foi analisado em laboratório, obtendo-se o seguinte resultado: o composto é constituído por átomos de um ametal X e um metal Y, com as porcentagens em massa de X e Y correspondendo, respectivamente, a 40% e 60% em massa. Sabe-se que as massas atômicas de X e Y são, respectivamente, 32 e 96 $g \cdot mol^{-1}$.
   a) Quais são as porcentagens em quantidade de matéria (em mols) dos átomos X e Y no mineral?
   b) Qual é a fórmula química desse composto?

6. **UFF-RJ** Por muitos anos, os aborígenes da Austrália usaram folhas de eucalipto para combater dores, em particular, a de garganta. O componente ativo dessas folhas foi identificado como EUCALIPTOL, cuja massa molar é 154,0 g.
   Ao se analisar uma amostra de eucaliptol com 3,16 g, encontrou-se o seguinte resultado: C = 2,46 g; H = 0,37 g; O = 0,33 g.
   Considere essas informações e determine:
   a) a fórmula molecular do eucaliptol;
   b) a massa, em grama, de H_2O produzida na combustão completa da amostra.

7. **UFPE** Um certo óxido de enxofre apresenta 40% em massa de enxofre. A fórmula mínima desse óxido é S_xO_y. Calcule *x* e *y* e indique o resultado do inteiro mais próximo de x + y em sua resposta. As massas molares dos átomos de S e O são, respectivamente, 32 $g \cdot mol^{-1}$ e 16 $g \cdot mol^{-1}$.

8. **UFF-RJ** A dieta que um endocrinologista recomendou para um paciente permite a ingestão diária de 300 g de determinado alimento que contém 0,17% de carboidrato, cuja queima diária libera 2 kcal. Tal carboidrato contém 40,0% de carbono, 6,67% de hidrogênio e seu calor de combustão é 706,0 kcal $\cdot mol^{-1}$.
   Determine a fórmula molecular desse carboidrato.

9. **UEA-AM 2021** Presente na corrente sanguínea, a glicose ($C_6H_{12}O_6$) é um carboidrato do grupo dos monossacarídeos e sua função principal é fornecer energia aos seres vivos. A porcentagem, em massa, de carbono presente na molécula da glicose e a sua fórmula mínima são
   a) 40% e CH_2O.
   b) 12% e CH_2O.
   c) 40% e CHO.
   d) 12% e CHO.
   e) 72% e CH_2O.

Exercícios propostos

Determinação de fórmulas

1. **Uema/Paes** Leia a frase que representa um dos efeitos do café.

   As pessoas "[...] nunca devem tomar café depois do almoço, faz com que percam o sono à tarde".

   Fonte: COOPER, Jilly. *Propriedades do café*. Disponível em: http://www.pensador.uol.com.br/cafe. Acesso em: 24 jul. 2014.

   O efeito do café, apresentado no texto, é causado pelas substâncias solúveis nele contidas, dentre as quais, destaca-se a cafeína, um alcaloide do grupo das xantinas de fórmula química $C_8H_{10}N_4O_2$, que, na literatura, é classificada como fórmula
   a) empírica.
   b) eletrônica.
   c) molecular.
   d) percentual.
   e) estrutural plana.

2. **Acafe-SC 2022** Durante perícia, foi encontrado no local de um crime um frasco contendo uma substância desconhecida. Suspeitando ser algum veneno, que poderia ter sido usado pelo autor do crime, foi realizada a análise da composição centesimal da substância. O exame da substância desconhecida encontrada revelou a seguinte composição centesimal:

Substância	Composição
C (Carbono)	40%
H (Hidrogênio)	6,70%
O (Oxigênio)	53,30%

   Pela determinação experimental de sua massa molar, obteve-se o valor de 180,0 g/mol.

   ▶ **Dados:** massas atômicas: C = 12,0; H = 1,0; O = 16,0.

   Assinale a alternativa que apresenta um composto orgânico de fórmula molecular.
   a) $C_6H_{12}O_6$
   b) $C_6H_8O_6$
   c) $C_4H_{12}O$
   d) $C_5H_6O_3$

3. **PUC-Rio 2017** O timerosal ($NaC_9H_9HgO_2S$) é uma substância conservante, adicionada em vacinas e soluções oftalmológicas para evitar o crescimento bacteriano. Por conter mercúrio, um elemento tóxico, em sua estrutura, seu uso vem sendo questionado. Dos valores seguintes, o que mais se aproxima do percentual, em massa, de mercúrio presente na estrutura do timerosal é:

   ▶ **Dados:** Na = 23, C = 12, Hg = 200, O = 16 e S = 32.

   a) 35
   b) 50
   c) 60
   d) 65
   e) 70

FRENTE 2

4. UEL-PR 2018 O rompimento da barragem da Samarco em novembro de 2015 em Mariana (MG) é um dos maiores desastres do século XXI, considerando o volume de rejeitos despejados no meio ambiente.

Pesquisadores apontam que o resíduo sólido da barragem é constituído por Goethita 60%, Hematita (óxido de ferro) 23%, Quartzo (SiO_2) 11,0%, Caulinita $A\ell_2Si_2O_5(OH)_4$ 5,9% e alguns metais, tais como bário, chumbo, crômio, manganês, sódio, cádmio, mercúrio e arsênio.

(Adaptado. Disponível em: http://agenciabrasil.ebc.com.br/geral/noticia/2016-01/desastre-em-mariana-e-o-maior-acidente-mundial-com-barragens-em-100-anos. Acesso em: 26 abr. 2017.)

Dados: massas atômicas de: Fe = 56 u; O = 16 u; Si = 28 u; Aℓ = 27 u; H = 1 u.

Sendo a Hematita composta por 70% de ferro, assinale a alternativa que apresenta, corretamente, sua fórmula molecular.

a) FeO
b) Fe_3O_4
c) Fe_2O_3
d) Fe_2O_4
e) Fe_3O_2

5. Unicentro-PR 2023 Hematita é um minério de ocorrência frequente em rochas, principal fonte de ferro (Fe). Considerando que a hematita contenha 60% de ferro (Fe) em massa, sendo sua principal composição o óxido de ferro III (Fe_2O_3), assinale a alternativa que apresenta, correta e aproximadamente, quanto há de oxigênio em uma amostra de 100 g de hematita.

Dados: massas atômicas: O = 16 u, Fe = 56 u.

a) 17,1 g
b) 25,7 g
c) 42,9 g
d) 51,4 g
e) 90,0 g

6. Uece 2016 São conhecidos alguns milhares de hidrocarbonetos. As diferentes características físicas são uma consequência das diferentes composições moleculares. São de grande importância econômica, porque constituem a maioria dos combustíveis minerais e biocombustíveis. A análise de uma amostra cuidadosamente purificada de determinado hidrocarboneto mostra que ele contém 88,9% em peso de carbono e 11,1% em peso de hidrogênio. Sua fórmula mínima é

a) C_3H_4
b) C_2H_5
c) C_2H_3
d) C_3H_7

7. UEG-GO 2018 Determinado óxido de urânio é a base para a geração de energia através de reatores nucleares e sua amostra pura é composta por 24,64 g de urânio e 3,36 g de oxigênio. Considerando-se essas informações, a fórmula mínima desse composto deve ser:

Dados: MA(O) = 16 g/mol; MA(U) = 238 g/mol.

a) UO
b) UO_2
c) U_2O_3
d) U_2O
e) U_2O_5

8. UEG-GO A tabela a seguir representa os porcentuais dos elementos químicos presentes em um composto de fórmula molecular $C_{16}H_{21}N_xO_y$.

Elemento químico	Porcentagem (%)
Carbono	65,98
Hidrogênio	7,22
Nitrogênio	4,82
Oxigênio	21,98

De acordo com as informações apresentadas, os valores de *x* e *y* são, respectivamente,

a) 1 e 3
b) 1 e 4
c) 2 e 3
d) 2 e 4

9. Unesp No início do século passado, foram desenvolvidas diversas armas químicas, dentre as quais o gás fosgênio. Sabe-se que 9,9 g deste gás ocupam 2,24 L, nas condições normais de temperatura e pressão, e que é constituído apenas por átomos de carbono, oxigênio e cloro. Dadas as massas molares C = 12 g · mol^{-1}, O = 16 g · mol^{-1} e Cℓ = 35,5 g · mol^{-1}, a fórmula mínima correta para este gás é:

a) $C_2OC\ell_2$
b) $C_2OC\ell$
c) $CO_3C\ell$
d) $COC\ell_2$
e) $CO_2C\ell_2$

10. PUC-SP 2017 O cinamaldeído ou óleo de canela é obtido através da destilação da casca da planta *Cinnamomum zeylanicum*. O cinamaldeído tem composição percentual de 81,82% de carbono, 6,06% de hidrogênio e 12,12% de oxigênio.

Com base nesses dados, qual a fórmula mínima desse composto?

Dados: C = 12; H = 1; O = 16.

a) C_9HO_2
b) C_3H_4O
c) C_9H_8O
d) C_8H_9O

11. Unesp O ferro é um elemento químico usado na confecção de utensílios há séculos. Um dos problemas para sua utilização é a tendência à oxidação. Dentre os produtos de oxidação possíveis, dois óxidos – óxido 1 e óxido 2 – apresentam, respectivamente, 70,0% e 77,8% em ferro. Dadas as massas molares Fe = 56 g · mol^{-1} e O = 16 g · mol^{-1}, as fórmulas mínimas para os óxidos 1 e 2 são, respectivamente:

a) Fe_2O_3 e FeO.
b) Fe_2O_3 e Fe_3O_4.
c) Fe_3O_4 e Fe_2O_3.
d) Fe_3O_4 e FeO.
e) FeO e Fe_2O_3.

12. UFRGS 2020 O ácido cítrico, presente em quase todos os seres vivos, é um ácido fraco, encontrado em grande quantidade nas chamadas frutas cítricas. Sabe-se que sua massa molar é 192 g mol^{-1} e que a sua composição percentual em massa é de 37,5% de carbono, 58,3% de oxigênio e o restante de hidrogênio. Sua fórmula molecular é, portanto,

a) $C_5H_5O_7$.
b) $C_5H_6O_7$.
c) $C_6H_8O_7$.
d) $C_6H_9O_8$.
e) $C_7H_{12}O_6$.

Texto para a questão **13**.

A química como ciência e os processos de transformação a ela inerentes estão presentes em toda a dinâmica da vida animal e vegetal. Aspectos como a configuração eletrônica e a posição dos átomos na tabela periódica, a energia envolvida na formação do íon positivo (energia de ionização) e do íon negativo (afinidade eletrônica), a fórmula da molécula, suas ligações, os orbitais participantes e a geometria são determinantes para compreender e prever as propriedades físicas e químicas das inúmeras substâncias existentes. É por meio dessa compreensão que se procura entender a função e a atuação de determinada substância em qualquer organismo.

13. **UFPB** O zinco é um elemento químico considerado essencial para a vida, uma vez que faz parte da constituição de diversas enzimas e é requisitado na síntese de proteínas e do DNA. Um composto desse elemento, o sulfato de zinco, é encontrado comumente na sua forma hidratada ($ZnSO_4 \cdot xH_2O$) e, nessa forma, tem amplo uso veterinário. Esse sal, quando aquecido à temperatura aproximada de 120 °C, perde 43,9% de sua massa. O número de moléculas de água de hidratação desse sal é:

a) 2
b) 3
c) 5
d) 6
e) 7

14. **Uece 2025** 148 g de um composto orgânico contendo apenas C, H e O foram queimados numa corrente de ar, formando 352 g de gás CO_2 e liberando 180 g de vapor de água. Considerando que a queima desse composto foi completa e que sua fórmula mínima e sua fórmula molecular são idênticas, é correto afirmar que sua massa molecular, em gramas, é igual a

a) 60.
b) 74.
c) 46.
d) 54.

15. **Unifesp** Estanho e iodo reagem quantitativamente formando um produto, cuja fórmula pode ser determinada reagindo-se quantidades conhecidas de iodo (dissolvido em um solvente) com excesso de estanho e determinando-se a massa do metal remanescente após a reação. Os resultados de uma experiência foram:

• massa de iodo utilizado: 5,08 g
• massa inicial de estanho: 4,18 g
• massa final de estanho: 3,00 g

Dadas as massas molares, em g/mol, Sn = 118 e I = 127, pode-se concluir que a fórmula mínima do composto obtido é

a) SnI.
b) SnI_2.
c) SnI_3.
d) SnI_4.
e) SnI_5.

16. **UEG-GO 2018** O composto conhecido como glicol possui uma composição centesimal de 39% de carbono, 51% de oxigênio e 10% de hidrogênio. Dentre as opções a seguir, identifique aquela que pode ser considerada a fórmula mínima do glicol.

▶ **Dados:** $MM(H) = 1\ g \cdot mol^{-1}$, $MM(C) = 12\ g \cdot mol^{-1}$ e $MM(O) = 16\ g \cdot mol^{-1}$.

a) CH_4O
b) CH_6O_2
c) CH_3O
d) $C_2H_4O_3$
e) $C_3H_5O_2$

Texto complementar

Como foram determinadas as fórmulas de substâncias simples?

Não é possível falar em fórmula centesimal para substâncias simples, pois, como só há átomos de um elemento químico na molécula, a porcentagem desse elemento químico seria sempre de 100%. Além disso, substâncias simples não podem ser decompostas, e toda fórmula mínima de uma substância simples seria a mesma: X, em que X seria o símbolo do elemento químico. Então, como se soube que algumas substâncias simples podem ser diatômicas, triatômicas etc.?

Cada situação envolve uma experiência diferente, mas o histórico da determinação da fórmula da água vale ser estudado.

John Dalton (1766-1844), famoso químico inglês, publicou em um de seus trabalhos mais reconhecidos que a fórmula da água era HO. Alguns anos depois, Amedeo Avogadro (1776-1856), baseando-se nos trabalhos anteriores de Gay-Lussac (1778-1850), contestou essa informação fazendo o seguinte raciocínio para o experimento envolvendo a síntese da água:

$$\underbrace{\text{gás hidrogênio}}_{\text{2 volumes}} + \underbrace{\text{gás oxigênio}}_{\text{1 volume}} \longrightarrow \underbrace{\text{água}}_{\text{2 volumes}}$$

A proporção de volumes de gases, quando medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão, era de 2 : 1 : 2. Essa proporção de números inteiros e pequenos já era prevista por Gay-Lussac, que dizia ser a mesma proporção do número de partículas que reagiam na equação.

Assim, a equação anterior poderia ser escrita de maneira equivalente da seguinte forma:

$$\underbrace{\underbrace{\text{gás hidrogênio}}_{\text{2 volumes}}}_{\text{2 partículas}} + \underbrace{\underbrace{\text{gás oxigênio}}_{\text{1 volume}}}_{\text{1 partícula}} \longrightarrow \underbrace{\underbrace{\text{água}}_{\text{2 volumes}}}_{\text{2 partículas}}$$

Com esses dados, Avogadro concluiu:

- Se 2 partículas de A reagem com 1 partícula de B, e isso resulta em 2 partículas de C iguais, é porque a partícula de B foi dividida em partes iguais (pela metade). Assim, o gás oxigênio não seria um átomo. Seria uma partícula divisível, chamada de **molécula**, formada por um número par de átomos do mesmo elemento químico. Pelo princípio da simplicidade (se a natureza apresenta diferentes possibilidades de estabilidade, a mais provável delas é a mais simples), a molécula de oxigênio seria formada por dois átomos e teria fórmula O_2.

- Pela síntese da amônia, dada pela equação:

$$\underbrace{\text{gás hidrogênio}}_{\substack{3\text{ volumes}\\3\text{ partículas}}} + \underbrace{\text{gás nitrogênio}}_{\substack{1\text{ volume}\\1\text{ partícula}}} \longrightarrow \underbrace{\text{amônia}}_{\substack{2\text{ volumes}\\2\text{ partículas}}}$$

conclui-se que tanto o gás hidrogênio quanto o gás nitrogênio são moléculas formadas por um número par de átomos. Pelo princípio da simplicidade, teriam fórmulas H_2 e N_2, respectivamente.

- Colocando as fórmulas obtidas na equação da síntese da água, tem-se:

$$2\,H_2 + 1\,O_2 \longrightarrow 2\,H_xO_y$$

Balanceando a equação, tem-se:

$$2\,H_2 + 1\,O_2 \longrightarrow 2\,H_2O$$

Assim, determinou-se a fórmula da água como H_2O.

Texto elaborado para fins didáticos.

Veja os principais assuntos e conceitos trabalhados neste capítulo acessando a seção **Resumindo** no livro digital, na Plataforma Poliedro.

Quer saber mais?

Site

Monte uma molécula. Disponível em: http://p.p4ed.com/AFWOV

O *site* traz um simulador que propõe a construção de moléculas baseadas em suas fórmulas. Acesso em: 12 jun. 2025.

Exercícios complementares

Determinação de fórmulas

1. **Fatec-SP** Eugenol, o componente ativo do óleo do cravo-da-índia, tem massa molar 164 g/mol e fórmula empírica C_5H_6O.

Dados: massas molares (g/mol): H = 1; C = 12; O = 16.

A porcentagem em massa de carbono no eugenol é, aproximadamente

a) 10,0%
b) 36,5%
c) 60,0%
d) 73,0%
e) 86,0%

2. **UFRGS 2017** Qual a fórmula molecular do hidrocarboneto que possui 1/6 em massa de hidrogênio na sua composição?

Dados: C = 12, H = 1.

a) C_4H_8
b) C_4H_{10}
c) C_4H_8O
d) C_5H_{12}
e) C_6H_6

3. **FGV-SP** O espinélio de magnésio e alumínio é um material que apresenta uma combinação de propriedades de grande interesse tecnológico. Em uma das etapas para a produção desse material, $Mg(OH)_2$ e $A\ell(OH)_3$ são combinados na proporção molar 1 : 2, respectivamente. Na fórmula unitária do espinélio AB_2O_x, a proporção dos íons magnésio e alumínio é a mesma da mistura reacional. O número de átomos de oxigênio no espinélio de magnésio e alumínio AB_2O_x é igual a

a) 1
b) 2
c) 3
d) 4
e) 5

Texto para a questão **4**.

No capítulo Raios Penetrantes, Oliver Sacks relembra um exame de úlcera do estômago que presenciou quando criança

Mexendo a pesada pasta branca, meu tio continuou: "Usamos sulfato de bário porque os íons de bário são pesados e quase opacos para os raios X". Esse comentário me intrigou, e eu me perguntei por que não se podiam usar íons mais pesados. Talvez fosse possível fazer um "mingau" de chumbo, mercúrio ou tálio – todos esses elementos tinham íons excepcionalmente pesados, embora, evidentemente, ingeri-los fosse letal. Um mingau de ouro e platina seria divertido, mas caro demais. "E que tal mingau de tungstênio?", sugeri. "Os átomos de tungstênio são mais pesados que os do bário, e o tungstênio não é tóxico nem caro."

SACKS, Oliver. *Tio Tungstênio: Memórias de uma infância química*. São Paulo: Companhia das Letras, 2002.

4. **Ulbra-RS** O material usado no exame citado no texto, o sulfato de bário, quando puro, apresenta, aproximadamente, qual % (em massa) de bário?

a) 85%
b) 74%
c) 59%
d) 40%
e) 10%

5. **Uece 2018** A fórmula empírica de um composto orgânico derivado de alcano, usado como propelente e herbicida, que apresenta em massa a seguinte composição: 23,8% de C, 5,9% de H e 70,3% de Cℓ, é

a) $CH_2C\ell_2$.
b) $CH_3C\ell$.
c) $CHC\ell_3$.
d) $C_2H_5C\ell$.

6. **EBMSP-BA 2017** O aumento do estresse estimula a secreção do cortisol, hormônio de massa molar 362 g · mol^{-1} que atua no equilíbrio eletrolítico, no metabolismo de carboidratos, proteínas e lipídios, e como anti-inflamatório. A composição química percentual do cortisol, em massa, é de 69,6% de carbono, 22,1% de oxigênio e 8,3% de hidrogênio.
Com base nessas informações e nos dados da tabela periódica, determine a fórmula molecular do cortisol, apresentando os cálculos necessários para a resposta.

7. **Uece 2024** A fórmula molecular das substâncias é importante para os cálculos estequiométricos que relacionam a quantidade de reagentes e/ou produtos em uma reação química; porém, uma substância pode ter sua fórmula empírica, também chamada de fórmula mínima. Assinale a opção que apresenta corretamente uma única fórmula empírica para duas fórmulas moleculares de compostos orgânicos diferentes.

a) $C_2H_4O_2$, CH_2O, $C_3H_6O_3$
b) CHO, $C_3H_4O_3$, $C_6H_8O_6$.
c) $C_3H_6O_3$, CH_2O, $C_3H_4O_3$.
d) $C_6H_{12}O_6$, $C_2H_4O_2$, CHO

8. **UPE/SSA 2022** Durante uma investigação criminal, os peritos identificaram uma substância oxigenada e não comum em fluidos biológicos. Eles isolaram 795 mg dessa substância que, após a digestão, promoveu reação com nitrato de prata ($AgNO_3$) em excesso, obtendo 861 mg de cloreto de prata ($AgC\ell$). A análise elementar desse composto indicou que sua composição centesimal, em massa, tem 36,2% de carbono e 4,8% de hidrogênio.

▶ **Dados:** massas molares (g/mol) H = 1; C = 12; N = 14; O = 16; Cℓ = 35,5; Ag = 108.

Assinale a alternativa que apresenta a fórmula molecular desse composto.

a) $C_4H_8C\ell_2$
b) $C_4H_6C\ell_2O$
c) $C_{12}H_{19}C\ell_3O_8$
d) $C_{10}H_{16}O_{12}$
e) $C_{15}H_{24}C\ell_8$

9. **PUC-SP 2016** A criolita é um minério cujo principal componente é o fluoreto de alumínio e sódio. Sua principal aplicação é na produção do alumínio, onde é adicionada à alumina (óxido de alumínio), obtendo-se uma mistura de temperatura de fusão de 950 °C tornando economicamente viável a eletrólise da alumina e a obtenção do metal alumínio.
A relação entre a massa de sódio e de alumínio na criolita é de 23/9 e, portanto, a fórmula mínima do fluoreto de alumínio e sódio é

a) NaAℓF.
b) $NaA\ell F_4$.
c) $Na_3A\ell F_4$.
d) $Na_3A\ell F_6$.

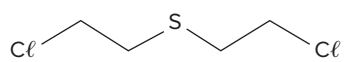
10. **UEPG-PR 2016** Um mol de um determinado composto contém 72 g de carbono (C), 12 mols de hidrogênio (H) e 12 · 10^{23} átomos de oxigênio (O). Constante de Avogadro = 6,0 · 10^{23}. Sobre o composto, assinale o que for correto.

▶ **Dados:** C = 12 g/mol; H = 1 g/mol; O = 16 g/mol.

01 A fórmula mínima do composto é C_3H_6O.
02 A massa molar do composto é 116 g/mol.
04 2,0 mols do composto possuem 3,6 · 10^{24} átomos de carbono.
08 58 g do composto possuem 2 mols de oxigênio.
16 A combustão completa do composto forma CO e H_2O.

Soma: _____

11. **Unesp 2021** Analise a fórmula que representa a estrutura do gás conhecido como gás mostarda, substância capaz de causar sérias lesões na pele.



Esse gás, cuja fórmula molecular é _____, foi empregado como arma _____ durante a _____ Guerra Mundial.
As lacunas do texto são preenchidas, respectivamente, por:

a) $C_4H_4C\ell_2S$ – química – Primeira.
b) $C_4H_8C\ell_2S$ – química – Segunda.
c) $C_4H_8C\ell_2S$ – química – Primeira.
d) $C_4H_4C\ell_2S$ – biológica – Segunda.
e) $C_4H_8C\ell_2S$ – biológica – Primeira.

12. **UEA-AM 2021** A vitamina C é uma substância muito importante para a manutenção da saúde do nosso sistema imunológico. Essa molécula, de massa molar 176 g/mol, é constituída por átomos de carbono, hidrogênio e oxigênio ($C_xH_yO_z$) e sua fórmula mínima é $C_3H_4O_3$. A fórmula molecular da vitamina C é:

a) $C_3H_4O_3$
b) $C_4H_3O_4$
c) $C_5H_{10}O_5$
d) $C_6H_8O_6$
e) $C_9H_{12}O_9$

FRENTE 2

13. **PUC-Rio 2023** Uma substância hidratada é composta por itérbio, cloro e tem fórmula $Yb_xC\ell_w \cdot z\ H_2O$, em que x, w e z são coeficientes estequiométricos. Dados experimentais de análise elementar indicaram 44,6% de Yb e 27,5% de $C\ell$ no composto. Nesse contexto, a fórmula empírica mais provável para esse composto é

Dados: M (O) = 16 g mol^{-1}, M (H) = 1 g mol^{-1}, M ($C\ell$) = 35,5 g mol^{-1}, M (Yb) = 173 g mol^{-1}.

a) $YbC\ell_3 \cdot 6\ H_2O$
b) $YbC\ell \cdot 9\ H_2O$
c) $YbC\ell_4 \cdot 5\ H_2O$
d) $Yb_2C\ell \cdot 5\ H_2O$
e) $Yb_2C\ell \cdot H_2O$

14. **UFPR 2018** O carbonato de sódio é um composto largamente usado para corrigir o pH em diversos sistemas, por exemplo, água de piscina. Na forma comercial, ele é hidratado, o que significa que uma quantidade de água está incluída na estrutura do sólido. Sua fórmula mínima é escrita como $Na_2CO_3 \cdot xH_2O$ em que *x* indica a razão de mols de água por mol de Na_2CO_3. O valor de *x* pode ser determinado através de uma análise gravimétrica. Uma amostra de 2,574 kg do sal hidratado foi aquecida a 125 °C de modo a remover toda a água de hidratação. Ao término, a massa residual de sólido seco foi de 0,954 kg.

Dados: M ($g \cdot mol^{-1}$): Na_2CO_3 = 106; H_2O = 18.

a) Calcule a quantidade de matéria presente no sal seco. Mostre claramente seus cálculos.
b) Calcule a quantidade de matéria de água que foi removida pelo aquecimento. Mostre claramente seus cálculos.
c) Calcule a razão entre os resultados dos itens **b** e **a**.
d) Forneça a fórmula mínima do sal hidratado incluindo o valor de *x*.

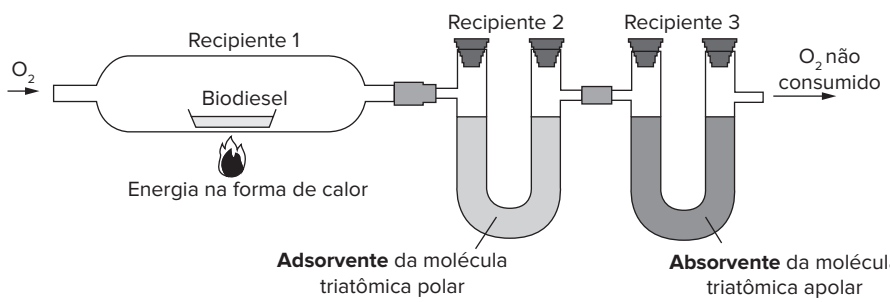
15. **UEL-PR** Por meio da combustão, é possível determinar a fórmula molecular de uma substância química, o que é considerado um dos grandes avanços da química moderna. Mais de 80 milhões de substâncias já foram registradas, sendo a maioria substâncias orgânicas, o que é explicado pela capacidade do átomo de carbono de se ligar a quase todos os elementos. Em um experimento de combustão, um composto orgânico é queimado e os produtos formados, CO_2 e H_2O liberados, são coletados em dispositivos absorventes. Considere que a queima de 14,7 g de um composto orgânico (C_xH_y) gasoso puro que ocupa 8 L a 1 atm e 300 K com comportamento ideal produza aproximadamente 24 g de H_2O e 44 g de CO_2.

Dado: R = 0,08 atm · L/K.

Assinale a alternativa que apresenta, corretamente, a fórmula molecular desse composto orgânico.

a) C_2H_4
b) C_2H_6
c) C_3H_6
d) C_3H_8
e) C_4H_8

16. **IME-RJ 2016** Uma amostra de 59,6 g de biodiesel ($C_XH_YO_Z$) passa por um processo de combustão completa no **recipiente 1** conforme a representação a seguir.

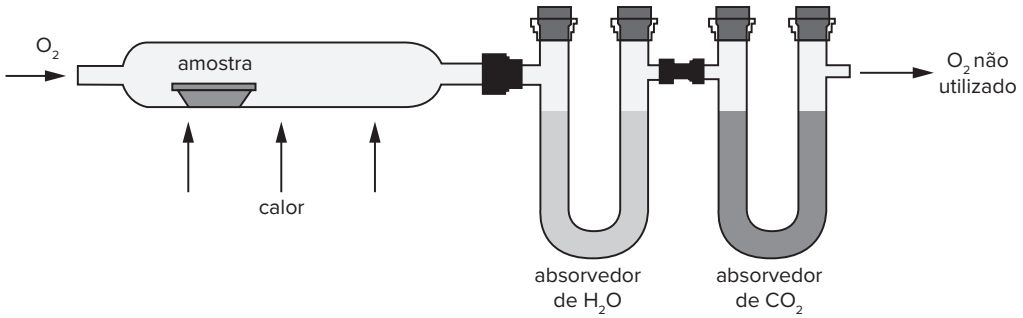


Nesse processo foram admitidos 264,0 g de oxigênio, sendo rejeitados, na forma de oxigênio não consumido, 88,0 g. Observou-se ainda, no **recipiente 2**, um acréscimo de massa de 68,4 g e, no **recipiente 3**, um acréscimo de massa de 167,2 g.
A alternativa que apresenta a fórmula molecular do biodiesel compatível com as informações apresentadas anteriormente é

Dados: massas molares: H = 1 g/mol; O = 16 g/mol; C = 12 g/mol.

a) $C_{20}H_{36}O_2$
b) $C_{19}H_{38}O_2$
c) $C_{16}H_{28}O$
d) $C_{19}H_{28}O_4$
e) $C_{16}H_{22}O_4$

17. **UFTM-MG** A ribose e a glicose, sacarídeos encontrados em produtos naturais, apresentam a mesma fórmula empírica, CH_2O. Empregando-se um equipamento, como o representado na figura, que coleta e mede as quantidades dos gases produzidos na reação de um composto orgânico com excesso de gás oxigênio, foram coletados 0,220 g de CO_2 na análise de $1 \cdot 10^{-3}$ mol de ribose.



a) Dê o nome da reação química que ocorre com uma amostra de glicose ($C_6H_{12}O_6$) no equipamento descrito. Escreva a equação balanceada dessa reação.

b) Determine a massa molar da ribose. Apresente os cálculos efetuados.

BNCC em foco

EM13CNT205

1. O corpo humano é composto majoritariamente de elementos como carbono, oxigênio, hidrogênio e nitrogênio, e de vários outros elementos em quantidades menores, como ferro, sódio, cloro e potássio. A proporção média de elementos no corpo humano é de cerca de 126 átomos de hidrogênio : 51 átomos de oxigênio : 19 átomos de carbono : 3 átomos de nitrogênio (sem mencionar os outros elementos). Se fosse possível representar esses dados por meio de uma fórmula centesimal, ela seria dada, aproximadamente, por

▶ **Dados:** massas atômicas: H = 1 u; C = 12 u; N = 14 u; O = 16 u.

a) $C_{29\%}H_{10\%}O_{47,5\%}N_{13,5\%}$

b) $C_{67,5\%}H_{10\%}O_{19\%}N_{3,5\%}$

c) $C_{19\%}H_{3,5\%}O_{10\%}N_{67,5\%}$

d) $C_{59\%}H_{10\%}O_{17,5\%}N_{13,5\%}$

e) $C_{19\%}H_{10\%}O_{67,5\%}N_{3,5\%}$

EM13CNT1301

2. O composto iodeto de sódio (NaI) é constituído de 15,3% de sódio e 84,7% de iodo, em massa; e a água (H_2O) é constituída de 88,9% de oxigênio e de 11,1% de hidrogênio, também em massa. Supondo que 10,0 g de iodeto de sódio são dissolvidos em 65,0 g de água, calcule a porcentagem em massa de cada elemento presente na solução resultante.

EM13CNT205

3. O ouro é um elemento químico que apresenta diversas aplicações, sendo uma das mais conhecidas a utilização para a confecção de joias. Suponha que uma peça de ouro de 18 quilates foi feita com 75% em massa de ouro e 25% em massa de prata, formando o chamado ouro branco. Considerando as massas atômicas, calcule quantos átomos estão presentes em uma peça de 5 quilos de ouro branco que será utilizada para a manufatura de joias.

▶ **Dados:** massas atômicas: Ag = 108 u; Au = 197 u; constante de Avogadro = $6 \cdot 10^{23}$.

Instrumento conhecido como Balança de Lavoisier, de 1775.

Deutsches Museum

FRENTE 2

CAPÍTULO

3

Cálculo estequiométrico

A balança mostrada na imagem pode parecer rudimentar nos dias de hoje, mas foi graças a esse instrumento que as principais leis da Química do século XVIII e início do século XIX foram descobertas e os cálculos envolvendo quantidades puderam ser desenvolvidos.

Leis das reações

Antes de apresentarmos os importantes trabalhos realizados pelos cientistas do final do século XVIII, analisemos alguns dos motivos que estimularam os estudos sobre esse assunto, motivos esses puramente práticos.

Suponha ter de preparar uma refeição para quatro pessoas e, para isso, sejam necessários 1 600 g de alimento. Quando o número de pessoas dobra, parece evidente que a quantidade de alimento a ser preparada também deva dobrar.

Outro exemplo é o caso de um corredor maratonista. Geralmente, um atleta desse tipo corre até 10 km por dia. Mas, no dia da competição, deve correr aproximadamente 40 km. Portanto, deve ingerir uma quantidade de comida que lhe dê cerca de 4 vezes mais calorias que o normal.

Perceba que, nos casos mais variados, os fenômenos mantêm proporções de quantidades. Alguns são de interesse público, como a produção de gasolina a partir do petróleo, a quantidade de alimentos a partir de sementes e a produção de ozônio a partir de oxigênio estimulada por relâmpagos. Muitos desses fenômenos tornam-se problemas de **cálculos estequiométricos**. Ao longo deste capítulo, vamos aprender a solucioná-los.

Lei de Lavoisier

O cientista francês Antoine Laurent de Lavoisier, considerado o pai da Química moderna, foi um dos maiores cientistas da humanidade.

Seus estudos não se limitam a essa lei a ser estudada, apesar de ser uma das mais conhecidas. A experiência explicitada a seguir foi realizada por Lavoisier e o permitiu desenvolver essa lei. Para isso, fez os seguintes passos:

1. Utilizou uma substância sólida, atualmente identificada como óxido de mercúrio, e submeteu-a ao aquecimento.
2. Essa substância sofreu uma visível transformação, resultando em um metal líquido (conhecido desde a época de Lavoisier), o mercúrio, e um gás que, pelas próprias palavras de Lavoisier, seria melhor que o próprio ar atmosférico para a respiração dos seres vivos. Esse gás foi batizado por Lavoisier de oxigênio (que significa formador de ácidos). O nome dado ao gás tem significado equivocado, mas acabou consagrado pelo uso.

O fenômeno ocorrido na experiência pode ser descrito da seguinte maneira:

$$\text{Óxido de mercúrio} \xrightarrow{\text{Aquecimento}} \text{mercúrio} + \text{oxigênio}$$

Quando a reação é realizada em recipiente aberto, tem-se uma perda de massa, justificada pela difusão do gás formado. Por exemplo, quando se aquece uma massa de 10 g do óxido, pode-se perder aproximadamente 0,8 g, que é o oxigênio que escapa para o ar atmosférico.

Entretanto, quando se realiza a mesma experiência em recipiente fechado, não se observa perda de massa. Lavoisier fez, então, vários outros testes observando os mesmos resultados. Suas observações ficaram conhecidas pela célebre frase: *Na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma.* Enunciando modernamente, teremos:

> Em recipiente fechado, a massa das substâncias durante uma transformação química permanece constante.

Atenção

Esquematicamente, temos:
$A + B \rightarrow C + D$, então:
$m_A + m_B = m_C + m_D$
Generalizando: $m_{reagentes} = m_{produtos}$

Exercício resolvido

1. A queima do enxofre produz o anidrido sulfuroso, um gás tóxico e de cheiro desagradável, como o do ovo podre. A reação pode ser esquematizada pela seguinte equação:

$$S + O_2 \rightarrow SO_2$$

Quando temos 32 g de enxofre reagindo com 32 g de oxigênio, em recipiente fechado, qual é a massa de SO_2 formada (sabendo-se que não há sobra de reagentes)?

Resolução:

$S + O_2 \rightarrow SO_2$

$m_S = 32\ g \quad m_{O_2} = 32\ g \quad m_{SO_2} = ?$

$m_S + m_{O_2} = m_{SO_2} \Rightarrow m_{SO_2} = 64\ g$

Lei de Proust

Joseph Louis Proust, também francês e contemporâneo de Lavoisier, realizou diversas experiências em que pôde observar recorrência entre as proporções das quantidades de substâncias em um fenômeno químico.

Veja os exemplos a seguir.

1. Analisemos a queima do gás hidrogênio, que produz água, dada pela seguinte equação.

$$2\,H_2(g) + O_2(g) \xrightarrow{\text{Faísca}} 2\,H_2O(\ell)$$

Em uma primeira experiência, 4 g de hidrogênio reagem completamente com 32 g de oxigênio, sem que haja sobras. Essa experiência foi realizada diversas vezes para garantir a exatidão dos resultados.

Em uma segunda experiência, 2 g de hidrogênio reagem completamente com 16 g de oxigênio, sem que haja sobras. Com isso, podemos montar a seguinte tabela:

Experiência	$H_2(g)$	+ $O_2(g)$	→ $2\,H_2O(\ell)$
I	4 g	32 g	x
II	2 g	16 g	y
III	1 g	z	w

Visualização das proporções fixas de Proust.

Nosso objetivo, a partir de agora, é determinar os valores incógnitos pelas observações experimentais de Proust e pela lei de Lavoisier.

O valor de *x* é determinado facilmente pela lei de Lavoisier, já que $m_{H_2} + m_{O_2} = m_{H_2O}$. Portanto, para a experiência I, temos:

$$4\ g + 32\ g = x \Rightarrow x = 36\ g$$

FRENTE 2

A determinação do valor de *y* já merece um cuidado maior. Observe que, entre as experiências I e II, existe uma relação constante entre as quantidades. Afinal, a quantidade de H_2 na experiência II é a metade da quantidade de H_2 na experiência I. Exatamente o mesmo ocorre com o oxigênio. A experiência realizada por Proust nos mostra que, quando temos a metade de gás hidrogênio, a reação também requer a metade de gás oxigênio.

Esses resultados não são válidos apenas para esses valores ou fenômenos, mas para quaisquer casos. Essa recorrência mostra que "as proporções entre as quantidades de substâncias envolvidas em um fenômeno, que efetivamente estejam participando da reação, permanecem constantes". Essa é a lei de Proust.

Logo, com esse novo resultado importante, podemos calcular o valor de *y* pelas duas leis já estudadas.

Lavoisier: $m_{H_2} + m_{O_2} = m_{H_2O}$

$m_{H_2O} = 2\ g + 16\ g = 18\ g$

Proust: A metade de gás hidrogênio requer a metade de gás oxigênio para formar, portanto, a metade de água da experiência I.

Logo: $m_{H_2O} = \dfrac{36\ g}{2} = 18\ g$

Note que as leis de Lavoisier e Proust não se contradizem.

Além disso, observe que:

I. 4 g : 32 g : 36 g — 1º) $4 \cdot 16 = 2 \cdot 32$

II. 2 g : 16 g : 18 g — 2º) $32 \cdot 18 = 16 \cdot 36$

Portanto, já que o produto dos extremos é igual ao produto dos meios, existe uma igualdade entre as razões de quantidades de substâncias que participam da reação.

Matematicamente, isso equivale a dizer que a regra de três é um recurso válido e viável para resolver problemas da lei de Proust e também de cálculo estequiométrico.

Mas ainda faltam os valores *z* e *w*, que podem ser determinados com facilidade:

I. $4\ g\ H_2 : 32\ g\ O_2$

III. $1\ g\ H_2 : z$

$4z\ g = 1\ g \cdot 32\ g \Rightarrow z = 8\ g$ de O_2

Por Lavoisier:

III. $m_{H_2} + m_{O_2} = m_{H_2O}$

$1\ g + 8\ g = m_{H_2O} \Rightarrow m_{H_2O} = 9\ g$

Por Proust:

I. $32\ g\ O_2 : 36\ g\ H_2O$

III. $8\ g\ O_2 : w$

$32w\ g = 36\ g \cdot 8\ g$

$w = 9\ g$

Resta ainda uma última e importante conclusão baseada nas observações de Proust. Nas três experiências realizadas, o produto formado não é uma mistura de substâncias, e sim a substância pura água. E nos três casos, temos:

	H_2O	
I.	4 g : 32 g	1 : 8
II.	2 g : 16 g	1 : 8
III.	1 g : 8 g	1 : 8

simplificando ⇒

Como você pode observar, a proporção entre as massas dos elementos químicos que formam uma substância pura é constante, independentemente do caminho seguido.

Isso constitui uma das principais características de uma substância pura, já que em uma mistura a composição é variável. Nesse último caso, uma mistura composta de água e álcool pode ter infinitas proporções, como 1 : 1, 2 : 1, 1 : 2 etc.

Portanto, a lei de Proust pode ser enunciada da seguinte forma:

> Em uma reação química, as proporções das substâncias que participam efetivamente do fenômeno são constantes, bem como a proporção entre os elementos químicos que formam uma substância pura.

Veja outro caso, esquematizado de forma semelhante:

Experiência	2 S +	3 O_2 →	2 SO_3
I	64 g	96 g	x
II	32 g	48 g	y
III	16 g	z	w

Visualização das proporções fixas de Proust.

Pela lei de Lavoisier, para a experiência I, temos:

I. $m_S + m_{O_2} = m_{SO_3}$

$64\ g + 96\ g = x \Rightarrow x = 160\ g$

Pela lei de Lavoisier, para a experiência II, temos:

II. $m_S + m_{O_2} = m_{SO_3}$

$32\ g + 48\ g = y \Rightarrow y = 80\ g$

Lei de Proust:

I. $96\ g\ O_2 : 160\ g\ SO_3$

II. $48\ g\ O_2 : y$

$96y\ g = 48\ g \cdot 160\ g$

$y = 80\ g$

II. $32\ g\ S : 48\ g\ O_2$

III. $16\ g\ S : z$

$32z\ g = 16\ g \cdot 48\ g \Rightarrow z = 24\ g$

Pela lei de Lavoisier, para a experiência III, temos:

III. $m_S + m_{O_2} = m_{SO_3}$

$16\ g + 24\ g = w \Rightarrow w = 40\ g$

E nas experiências, temos:

		SO_3	
I.	64 g : 96 g		2 : 3
II.	32 g : 48 g	simplificando ⇒	2 : 3
III.	16 g : 24 g		2 : 3

A lei de Lavoisier também é chamada de lei da conservação das massas, enquanto a lei de Proust pode ser denominada lei das proporções fixas ou lei das proporções constantes. Como essas leis envolvem quantidades de substâncias em massa, são chamadas de **leis ponderais**.

Exercício resolvido

2. A síntese de Haber-Bosch, método de produção de amônia, pode ser equacionada da seguinte forma:

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightarrow 2\ NH_3(g)$$

Sabendo-se que 28 g de N_2 reagem completamente e sem sobras com 6 g de H_2, pergunta-se:

a) Qual é a massa de NH_3 formada?

b) Qual é a massa de H_2 necessária para se produzir 68 t de amônia?

Resolução:

a) Pela lei de Lavoisier, temos:

$m_{N_2} + m_{H_2} = m_{NH_3}$

$28\ g + 6\ g = m_{NH_3} \Rightarrow m_{NH_3} = 34\ g$

b) Pela lei de Proust, temos:

$$\begin{matrix} 6\ g\ H_2 & \text{———} & 34\ g\ NH_3 \\ x & \text{———} & 68\ t\ NH_3 \end{matrix} \Rightarrow x = 12\ t\ H_2$$

Lei de Gay-Lussac

O cientista Louis Joseph Gay-Lussac fez observações bastante semelhantes às de Proust, mas as proporções entre as quantidades de substâncias eram feitas em volume, e não em massa. Por isso, a lei de Gay-Lussac não é chamada de ponderal. É uma lei volumétrica, baseada também em observações experimentais.

Veja três experiências realizadas com a síntese de Haber-Bosch:

Experiência	$N_2(g)$	+ $3\ H_2(g)$	→ $2\ NH_3(g)$
I	1 L	3 L	2 L
II	2 L	6 L	x
III	3 L	y	z

Visualização das proporções fixas de Gay-Lussac.

A experiência I foi realizada várias vezes a fim de garantir a exatidão dos resultados. Você pode observar que o que ocorre para massas ocorre também para volumes de substâncias gasosas. A experiência II partiu do dobro do volume de N_2 e, portanto, necessita do dobro do volume de H_2 para produzir o dobro de volume de NH_3. Logo, "as proporções entre os volumes de gases de substâncias que efetivamente participam da reação são constantes", como no caso das massas. Por analogia, não é difícil perceber que os problemas que envolvem volumes também podem ser resolvidos por regra de três.

Determinemos os valores desconhecidos *x*, *y* e *z*:

N_2		H_2		NH_3		
1 L	:	3 L	:	2 L		$x = 4\ L\ NH_3$
2 L	:	6 L	:	x	⇒	$y = 9\ L\ H_2$
3 L	:	y	:	z		$z = 6\ L\ NH_3$

Exercício resolvido

3. Relâmpagos estimulam a reação entre o gás nitrogênio e o gás oxigênio da atmosfera, resultando em um composto castanho-avermelhado de odor irritante e desagradável, o dióxido de nitrogênio. O fenômeno descrito pode ser equacionado como mostrado a seguir.

$$N_2(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow 2\ NO_2(g)$$

Sabendo-se que, para reagir por esse método, 1 L de $O_2(g)$ requer 0,5 L de $N_2(g)$, qual é o volume de $O_2(g)$ consumido por 100 L de $N_2(g)$?

Resolução:

Pela lei de Gay-Lussac, temos:

$$\begin{matrix} 1\ L\ N_2 & \text{———} & 2\ L\ O_2 \\ 100\ L\ N_2 & \text{———} & x \end{matrix} \Rightarrow x = 200\ L\ O_2$$

Cálculo estequiométrico

Agora que já sabemos os três pré-requisitos para o entendimento do cálculo estequiométrico, podemos defini-lo como "o método matemático pelo qual se calculam quantidades de substâncias envolvidas em uma reação química, baseando-se nas leis ponderais e volumétricas".

Essas quantidades podem ser calculadas em:

- massa;
- quantidade de matéria (número de mols);
- volume;
- número de moléculas;
- número de átomos.

Já sabemos, pela lei de Proust, que as quantidades de substâncias envolvidas em um fenômeno são proporcionais, mas ainda não sabemos como estipular essa proporção. Observe a seguir como é simples.

A proporção em quantidade de matéria das substâncias envolvidas em uma reação é a mesma proporção dos coeficientes estequiométricos da respectiva equação química que representa tal reação.

Veja:

I. $1\ N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightarrow 2\ NH_3(g)$

$1\ mol\ N_2 : 3\ mol\ H_2 : 2\ mol\ NH_3$

II. $2\ S(s) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ SO_3(g)$

$2\ mol\ S : 3\ mol\ O_2 : 2\ mol\ SO_3$

III. $2\ H_3PO_4 + 3\ Ca(OH)_2 \rightarrow 1\ Ca_3(PO_4)_2 + 6\ H_2O$

$2\ mol\ H_3PO_4 : 3\ mol\ Ca(OH)_2 : 1\ mol\ Ca_3(PO_4)_2 : 6\ mol\ H_2O$

A estratégia está em substituir a palavra "mol" de acordo com sua conveniência. De fato:

$$1\ mol \begin{cases} (massa)\ M \\ (volume)\ 22{,}4\ L\ (CNTP) \\ (número\ de\ moléculas)\ 6{,}02 \cdot 10^{23} \end{cases}$$

Veja os exemplos a seguir.

FRENTE 2

Exercícios resolvidos

4. PUC-Campinas (Adapt.) A combustão completa do metanol pode ser representada pela equação balanceada:

$$CH_3OH(\ell) + \frac{3}{2} O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(\ell)$$

Quando se utilizam 5,0 mol de metanol nesta reação, quantos mols de CO_2 são produzidos?

Resolução:

Da equação balanceada, temos:

1 mol CH_3OH ——— 1 mol CO_2

5 mol CH_3OH ——— x ⇒ x = 5 mol CO_2

5. FCC-SP Forma-se o solvente tetracloreto de carbono pela reação:

$$CH_4 + 4\ C\ell_2 \rightarrow CC\ell_4 + 4\ HC\ell$$

Nessa reação, quantos gramas de cloro são necessários para reagir com um mol de metano?

Dado: $C\ell$ = 35,5 u.

Resolução:

Da equação balanceada, temos:

1 mol CH_4 ——— 4 mol $C\ell_2$

1 mol CH_4 ——— 4 mol · 71 g/mol (M)

$m_{C\ell_2}$ = 284 g $C\ell_2$

6. Fuvest-SP Nas estações de tratamento de água, eliminam-se as impurezas sólidas em suspensão através do arraste por flóculos de hidróxido de alumínio, produzidos na reação representada por:

$$A\ell_2(SO_4)_3 + 3\ Ca(OH)_2 \rightarrow 2\ A\ell(OH)_3 + 3\ CaSO_4$$

Para tratar 1,0 · 10^6 m^3 de água foram adicionadas 17 t de $A\ell_2(SO_4)_3$. Qual a massa de $Ca(OH)_2$ necessária para reagir completamente com esse sal?

Dados: $M_{A\ell_2(SO_4)_3}$ = 342 g/mol; $M_{Ca(OH)_2}$ = 74 g/mol.

Resolução:

Da equação balanceada, temos:

(M) 1 mol $A\ell_2(SO_4)_3$ ——— 3 mol $Ca(OH)_2$ (M)

1 mol · 342 g/mol ——— 3 mol · 74 g/mol

17 · 10^6 g ——— x ⇒ x ≅ 11 t de $Ca(OH)_2$

7. Mackenzie-SP É dada a equação:

$$C_3H_6O + 4\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 3\ H_2O$$

Na combustão total de 12,0 · 10^{23} moléculas de propanona (C_3H_6O), o volume em litros de gás carbônico liberado, a 27 °C e a 1 atm, é de?

Resolução:

Pela equação química dada, temos:

1 mol C_3H_6O ——— 3 mol CO_2

6,0 · 10^{23} moléculas ——— 3 mol CO_2

12,0 · 10^{23} moléculas ——— n

n_{CO_2} = 6 mol CO_2

Utilizando a equação de Clapeyron, temos:

PV = nRT(K) ⇒ 1 · V = 6 · 0,082 · 300 ⇒ V = 147,6 L

8. Ceperj Cinco gramas de pólvora, constituída de KNO_3, enxofre e carbono, em proporção estequiométrica, reagiram pela equação a seguir, na detonação de um projétil de revólver. O volume dos gases produzidos a 1 atm e 0 °C foi de?

Dados: K = 39; N = 14; O = 16; S = 32; C = 12;
2 KNO_3 + S + 2 C → K_2SO_4 + N_2 + 2 CO

Resolução:

Utilizando a equação dada, temos:

2 mol KNO_3 : 1 mol S : 2 mol C (Pólvora) : 1 mol N_2 : 2 mol CO (Gases)

Pólvora: (M)
- 2 mol KNO_3 — 2 mol · 101 g/mol = 202 g
- 1 mol S — 1 mol · 32 g/mol = 32 g
- 2 mol C — 2 mol · 12 g/mol = 24 g

$m_{pólvora}$ = 258 g

Gases: (V(CNTP))
- 1 mol NO_2 — 22,4 L
- 2 mol CO — 44,8 L

V_{gases} = 67,2 L

Por regra de três:

258 g pólvora ——— 67,7 L gases

5 g pólvora ——— x

x = 1,3 L de gases

Casos especiais

Excesso de reagentes

Pelo estudo dos casos anteriores e de seus exemplos, você pôde observar que, para se resolver um problema de cálculo estequiométrico, basta apenas um dado. Além disso, existe uma proporção com que as substâncias reagem entre si, estipulada pela natureza.

Entretanto, quando misturamos dois reagentes entre si, raramente essa mistura é estequiométrica. Comumente observa-se que há a sobra de pelo menos um dos reagentes. As substâncias que sobram entre os reagentes de um fenômeno químico são chamadas **reagentes em excesso**. Já o reagente que é totalmente consumido é chamado **reagente limitante**. Quando este acaba, a reação para de ocorrer, mesmo que existam outros reagentes. O reagente limitante é o que determina a quantidade de produtos.

Vamos supor que há uma festa realizada por dois organizadores e que só é permitida a entrada dos convidados em pares: um convidado do primeiro anfitrião e outro do segundo. A situação pode ser representada por:

convidado do anfitrião 1 + convidado do anfitrião 2 = = par de convidados

Se há na porta da festa 50 convidados do anfitrião 1 e 70 convidados do anfitrião 2, pelas condições previamente estipuladas sabemos que alguns convidados de 2 não poderão entrar (mais precisamente 20 convidados). Há convidados do anfitrião 2 em excesso. Ainda, se 50 convidados do anfitrião 1 acompanharão 50 convidados do anfitrião 2, entrarão na festa 50 pares. Note que ocorreria o mesmo se houvesse 100 convidados de cada anfitrião na porta.

Portanto, fazendo a analogia com as reações químicas, veremos que quem determina a quantidade do produto é o reagente limitante.

Agora, faça você mesmo a relação desse caso prático com os exemplos a seguir.

Exercícios resolvidos

9. **Fuvest-SP** Cromo metálico pode ser produzido pela redução de Cr_2O_3 com $A\ell$ segundo a equação:

$$2\ A\ell + Cr_2O_3 \rightarrow A\ell_2O_3 + 2\ Cr$$

Supondo reação completa, a massa de cromo produzida pela reação de 5,4 kg de $A\ell$ com 20 kg de Cr_2O_3 é?

Dados: Cr = 52; $A\ell$ = 27; O = 16.

Resolução:

Inicialmente, note uma diferença importante entre este exemplo e os anteriores. Nos exemplos anteriores, apenas um dado numérico foi fornecido no enunciado. Vale lembrar que esse dado único já é suficiente para resolver qualquer problema de estequiometria, como já foi observado.

Todavia, neste caso, foram fornecidos dois dados numéricos. Esse é um indício de que o problema apresenta um dos reagentes em excesso.

Levando-se em conta a equação dada, temos:

$$M\ (2\ mol\ A\ell \text{ ——— } 1\ mol\ Cr_2O_3)\ M$$
$$(2\ mol \cdot 27\ g/mol \text{ ——— } 1\ mol \cdot 152\ g/mol)$$
$$5400\ g \text{ ——— } x$$

$$x = 15200\ g\ de\ Cr_2O_3\ ou\ 15{,}2\ kg$$

Interpretemos o resultado encontrado:

- Quando o alumínio é totalmente consumido, a massa consumida de Cr_2O_3 é de 15,2 kg, apesar de se ter disponível 20 kg. Quando se tem mais substância do que se precisa, ela é dita em excesso. Mas de quanto é esse excesso?

$$m_{excesso} = m_{existe} - m_{reage}$$
$$m_{excesso} = 20\ kg - 15{,}2\ kg$$
$$m_{excesso} = 4{,}8\ kg\ de\ Cr_2O_3$$

O mesmo problema poderia ser resolvido analisando a massa de Cr_2O_3:

(proporção estequiométrica)

$$M\ (2\ mol\ A\ell \text{ ——— } 1\ mol\ Cr_2O_3)\ M$$
$$(2\ mol \cdot 27\ g/mol \text{ ——— } 1\ mol \cdot 152\ g)$$
$$y \text{ ——— } 20000\ g$$

$$y = 7105\ g\ de\ A\ell\ ou\ 7{,}1\ kg\ de\ A\ell$$

Analisando esse resultado, percebemos que, para o Cr_2O_3 ser totalmente consumido, ele necessita reagir com 7,1 kg de $A\ell$. Porém, a massa de $A\ell$ é de apenas 5,4 kg, insuficiente para consumir todo o Cr_2O_3, já que antes de isso ocorrer o alumínio já acabou totalmente. Portanto, Cr_2O_3 é o reagente em excesso e $A\ell$ é o reagente limitante. Logo, qualquer quantidade de produto a ser calculada deve ser feita com base no $A\ell$.

Da equação, temos:

$$M\ (2\ mol\ A\ell \text{ ——— } 2\ mol\ Cr)\ M$$
$$(\cancel{2}\ mol \cdot 27\ g/mol \text{ ——— } \cancel{2}\ mol \cdot 52\ g/mol)$$
$$5400\ g \text{ ——— } z$$

$$z = 10400\ g\ de\ Cr\ ou\ 10{,}4\ kg$$

10. **UFPA** Faz-se reagir 25 g de anidrido fosfórico com 25 g de óxido de cálcio. A massa do produto formado é, aproximadamente:

Dados: P = 31, Ca = 40 e O = 16;
$P_2O_5 + 3\ CaO \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$.

Resolução:

Da equação balanceada, temos:

$$M\ (1\ mol\ P_2O_5 \text{ ——— } 3\ mol\ CaO)\ M$$
$$(1\ mol \cdot 142\ g/mol \text{ ——— } 3\ mol \cdot 56\ g/mol)$$
$$25\ g \text{ ——— } x$$

$$x = 29{,}58\ g\ de\ CaO$$

Note ser esta uma hipótese impossível, já que, para reagir completamente o P_2O_5, são necessários 29,58 g de CaO, sendo que só existem 25 g.

Pensemos inversamente:

$$M\ (1\ mol\ P_2O_5 \text{ ——— } 3\ mol\ CaO)\ M$$
$$(1\ mol \cdot 142\ g/mol \text{ ——— } 3\ mol \cdot 56\ g/mol)$$
$$y \text{ ——— } 25\ g$$

$$y = 21{,}13\ g\ de\ P_2O_5$$

Note que aqui há um excesso de 3,87 g de P_2O_5 e, portanto, o reagente limitante é o CaO.

Com isso:

$$M\ (3\ mol\ CaO \text{ ——— } 1\ mol\ Ca_3(PO_4)_2)\ M$$
$$(3\ mol \cdot 56\ g/mol \text{ ——— } 1\ mol \cdot 310\ g/mol)$$
$$25\ g \text{ ——— } z$$

$$z = 46{,}1\ g\ de\ Ca_3(PO_4)_2$$

Pureza dos reagentes

Já vimos no capítulo 1 desta frente que a grande maioria dos sistemas encontrados na natureza são misturas. Muitas vezes, separar as misturas em substâncias puras necessita

FRENTE 2

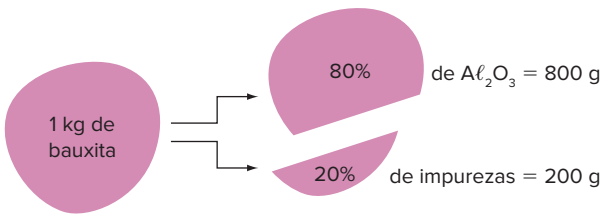
de processos extremamente complicados ou não viáveis economicamente, com o agravante de não serem 100% efetivos. Por isso, quando fornecemos a massa de um determinado reagente, dificilmente é o valor efetivo de massa que vai reagir. Isso porque, com a substância que nos interessa, estão algumas impurezas, que podem ou não realizar reações indesejáveis. Porém, nesse tipo de problema, consideramos sempre que as substâncias constituintes das impurezas nunca reagem, ou seja, é como se não existissem.

Analise agora a seguinte situação:

O minério de alumínio é chamado de bauxita, cujo componente principal é o óxido de alumínio ($A\ell_2O_3$). Porém, uma amostra de bauxita contém apenas uma porcentagem de $A\ell_2O_3$. O restante do minério é uma mistura de substâncias que consideramos inertes e que chamaremos de impurezas.

Se tomarmos uma amostra de 1 kg de bauxita com 80% de $A\ell_2O_3$, qual seria a verdadeira massa de $A\ell_2O_3$ que reagiria?

Esquematicamente:



Exercícios resolvidos

11. Uerj O químico francês Antoine Laurent de Lavoisier ficaria surpreso se conhecesse o município de Resende, a 160 quilômetros do Rio. É lá, às margens da via Dutra, que moradores, empresários e o poder público seguem à risca a máxima do cientista que revolucionou o século XVIII ao provar que, na natureza, tudo se transforma. Graças a uma campanha que já reúne boa parte da população, Resende é forte concorrente ao título de capital nacional da reciclagem. Ao mesmo tempo que diminui a quantidade de lixo jogado no aterro sanitário, a comunidade faz sucata virar objeto de consumo. Nada se perde.

Revista Domingo, 11 jul. 1993.

Assim, com base na equação:

$$2\ A\ell_2O_3(s) \rightarrow 4\ A\ell(s) + 3\ O_2(g)$$

e supondo-se um rendimento de 100% no processo, a massa de alumínio que pode ser obtida na reciclagem de 255 kg de sucata contendo 80% de $A\ell_2O_3$ em massa é?

Resolução:

A proporção entre o $A\ell_2O_3$ e o $A\ell$ é de 2 : 4. Portanto:

$$\begin{array}{ccc} M & 1\ \text{mol}\ A\ell_2O_3 \text{ ——— } 2\ \text{mol}\ A\ell & M \\ & 1\ \text{mol} \cdot 102\ \text{g/mol} \text{ ——— } 2\ \text{mol} \cdot 27\ \text{g/mol} & \\ & 0{,}8 \cdot 255\ \text{kg} \text{ ——— } x & \end{array}$$

$$x = 108\ \text{kg de}\ A\ell$$

Perceba que a massa de $A\ell_2O_3$ que efetivamente reage não é de 255 kg, mas apenas 80% desse valor.

12. UPF-RS Para a verificação da pureza de uma amostra de zinco, este reagiu com o ácido muriático e obtiveram-se 14 L de gás hidrogênio. Qual a pureza do zinco, sabendo-se que a massa da amostra era de 100 g?

Dados: 1 mol = 22,4 L; M_{Zn} = 65,4 g/mol.

Resolução:

$$Zn + 2\ HC\ell \rightarrow ZnC\ell_2 + H_2$$

A relação entre o Zn e o H_2 é de 1 : 1. Portanto:

$$\begin{array}{ccc} M & 1\ \text{mol Zn} \text{ ——— } 1\ \text{mol}\ H_2 & V \\ & 1\ \text{mol} \cdot 65{,}4\ \text{g/mol} \text{ ——— } 22{,}4\ \text{L} & \\ & x \cdot 100\ \text{g} \text{ ——— } 14\ \text{L} & \end{array}$$

$$x = 0{,}4087 = 40{,}87\%$$

Rendimento de uma reação

Em ambiente fechado, é raro uma reação em que o reagente limitante seja totalmente consumido. Isso ocorre porque, à medida que os reagentes se chocam resultando em produtos, os produtos também começam a se chocar produzindo reagentes, não deixando que o fenômeno se complete. A porcentagem do reagente limitante que se converte efetivamente em produtos é chamada de **rendimento da reação**.

Veja como fazer os cálculos, com base nos exemplos a seguir.

Exercícios resolvidos

13. Cesgranrio-RJ O gás hidrogênio pode ser obtido em laboratório a partir da reação de alumínio com ácido sulfúrico, cuja equação química não ajustada é:

$$A\ell + H_2SO_4 \rightarrow A\ell_2(SO_4)_3 + H_2$$

Um analista utilizou uma quantidade suficiente de H_2SO_4 para reagir com 5,4 g do metal e obteve 5,71 litros do gás nas CNTP. Neste processo, o analista obteve um rendimento aproximado de?

Resolução:

Primeiro, devemos balancear a equação dada, ou seja, fazer com que o número de átomos de um elemento químico antes da reação seja igual ao número de átomos desse elemento químico depois da reação. De fato:

$$2\ A\ell + 3\ H_2SO_4 \rightarrow A\ell_2(SO_4)_3 + 3\ H_2$$

A proporção entre o $A\ell$ e o H_2 é de 2 : 3. Portanto:

$$\begin{array}{ccc} M & 2\ \text{mol}\ A\ell \text{ ——— } x \cdot 3\ \text{mol}\ H_2 & V \\ & 2\ \text{mol} \cdot 27\ \text{g/mol} \text{ ——— } x \cdot 3 \cdot 22{,}4\ \text{L} & \\ & 5{,}4\ \text{g} \text{ ——— } 5{,}71\ \text{L} & \end{array}$$

$$x = 0{,}85 \text{ ou } 85\%$$

14. Unifenas-MG A combustão do gás amoníaco é representada pela seguinte equação não balanceada:

$$NH_3 + O_2 \rightarrow N_2 + H_2O$$

Calcule a massa de água, obtida a partir de 56 L de NH_3, nas CNTP, sabendo que a reação tem rendimento de 95%.

Resolução:

Primeiro, devemos balancear a equação dada:

$$2\ NH_3 + \frac{3}{2}\ O_2 \rightarrow N_2 + 3\ H_2O$$

A proporção entre NH_3 e H_2O é de 2 : 3. Portanto:

$$\begin{array}{lcl} 2\ \text{mol}\ NH_3 & \text{———} & 0{,}95 \cdot 3\ \text{mol}\ H_2O \\ 2 \cdot 22{,}4\ \text{L} & \text{———} & 0{,}95 \cdot 3\ \text{mol} \cdot 18\ \text{g/mol} \\ 56\ \text{L} & \text{———} & x \end{array}$$

V M

$$x = 64{,}1\ \text{g}\ H_2O$$

Revisando

1. PUC-Minas (Adapt.) O oxigênio pode ser obtido através da decomposição térmica do clorato de potássio ($KC\ell O_3$), conforme a reação:

$$KC\ell O_3(s) \rightarrow KC\ell(s) + \frac{3}{2}\ O_2(g)$$

Calcule o volume de oxigênio obtido, nas CNTP, pela decomposição de 24,5 g de clorato de potássio.

2. Ufes (Adapt.) Uma amostra de calcário dolomítico, contendo 60% de carbonato de cálcio e 21% de carbonato de magnésio, sofre decomposição quando submetida a aquecimento, segundo a equação a seguir.

$$CaCO_3(s) + MgCO_3(s) \xrightarrow{\Delta} CaO(s) + MgO(s) + 2\ CO_2(g)$$

Calcule a massa de óxido de cálcio e a massa de óxido de magnésio, em gramas, obtidas com a queima de 1 quilo de calcário.

3. UFRRJ A mistura de hidrazina ($N_2H_4(\ell)$), peróxido de hidrogênio ($H_2O_2(\ell)$) e Cu^{2+} (catalisador) é usada na propulsão de foguetes. A reação é altamente exotérmica, apresenta aumento significativo de volume e os produtos são $N_2(g)$ e $H_2O(g)$.

Considerando que a reação ocorra a 427 °C e 2,0 atm e que as densidades da hidrazina e do peróxido sejam 1,01 e 1,46 g/mL, respectivamente, pede-se:

a) a equação balanceada para a transformação química.
b) a variação de volume do processo quando são misturados 16 g de hidrazina e 34 g de peróxido.

▶ **Dado:** $R = 0{,}082\ \text{atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

4. UFRRJ O *airbag* é um dispositivo usado em automóveis para proteger os motoristas num eventual acidente. Ele é inflado pelo gás nitrogênio produzido na reação a seguir:

$$6\ NaN_3 + Fe_2O_3 \xrightarrow{\text{faísca}} 3\ Na_2O + 2\ Fe + 9\ N_2$$

Considerando uma massa de 19,5 g de azida de sódio (NaN_3), a 27 °C e 1 atm de pressão, pede-se:

a) a massa de óxido férrico consumida na reação;
b) o volume de gás nitrogênio produzido.

▶ **Dado:** $R = 0{,}082\ \text{atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

5. UFRRJ (Adapt.) O óxido de alumínio ($A\ell_2O_3$) é utilizado como antiácido.
Sabendo-se que a reação que ocorre no estômago é $1\ A\ell_2O_3 + 6\ HC\ell \rightarrow 2\ A\ell C\ell_3 + 3\ H_2O$, calcule a massa desse óxido que reage com 0,25 mol de ácido.

6. PUC-Minas (Adapt.) Uma das maneiras de produzir gás metano é reagir carbeto de alumínio ($A\ell_4C_3$) com água, de acordo com a equação não balanceada:

$$A\ell_4C_3(s) + H_2O(\ell) \rightarrow A\ell(OH)_3(aq) + CH_4(g)$$

Considerando a reação de 288,0 gramas de carbeto de alumínio completamente com a água, calcule o volume, em litros, de gás metano produzido, nas CNTP.

▶ **Dados:** $A\ell = 27$; $C = 12$; $O = 16$; $H = 1$.

7. PUC-Minas (Adapt.) As máscaras de oxigênio utilizadas em aviões contêm superóxido de potássio (KO_2) sólido. Quando a máscara é usada, o superóxido reage com o gás carbônico (CO_2) exalado pela pessoa e libera gás oxigênio (O_2), necessário à respiração, segundo a equação balanceada:

$$4\ KO_2(s) + 2\ CO_2(g) \rightarrow 2\ K_2CO_3(s) + 3\ O_2(g)$$

Qual é a massa de superóxido de potássio necessária, em gramas, para reagir totalmente com 0,2 mol de gás carbônico?

8. Cefet-MG (Adapt.) O titânio (Ti) é considerado o metal do futuro. Na construção de aviões supersônicos, oferece as maiores vantagens devido à sua elevada temperatura de fusão (1670 °C). A obtenção desse elemento está representada na equação não balanceada:

$$TiC\ell_4(s) + Mg(s) \rightarrow Ti(s) + MgC\ell_2(s)$$

Calcule a massa de Ti obtida a partir de 760,0 g de cloreto de titânio ($TiC\ell_4$), em gramas.

▶ **Dados:** $Ti = 48$; $C\ell = 35{,}5$.

Exercícios propostos

Leis das reações químicas

1. Se queimarmos uma certa massa de papel, verificamos, após a queima, uma diminuição dessa massa. Essa observação contraria a lei de Lavoisier (conservação das massas)? Justifique sua resposta.

2. Ao dissolver-se um comprimido efervescente em uma dada massa de água, ao término do processo observa-se uma diminuição da massa do conjunto. A referida observação contraria a lei de Lavoisier? Justifique sua resposta.

3. Ao adicionarmos 4 g de cálcio (Ca) a 10 g de cloro ($C\ell_2$) obteremos 11,1 g de cloreto de cálcio ($CaC\ell_2$) e um excesso de 2,9 g de cloro. Se, num segundo experimento, adicionarmos 1,6 g de cálcio a 30 g de cloro, quais serão as massas de cloreto de cálcio e de excesso de cloro obtidas? Quais leis das combinações nos auxiliam na resolução dessa questão?

4. **Ufla-MG** Compostos de sal e água combinados em proporções definidas são chamados hidratos e a água a eles associada é água de hidratação. 2,7 g do hidrato $FeC\ell_3 \cdot XH_2O$ fornecem, por aquecimento, 1,62 g de $FeC\ell_3$ anidro.
O número de águas de hidratação do hidrato é:

a) 2 **c)** 1 **e)** 5
b) 6 **d)** 3

5. **CPS-SP 2018** Lavoisier foi quem descobriu uma maneira de sintetizar o salitre em grandes quantidades, o que possibilitou um aumento sensível na produção e utilização da pólvora. Para se obter o nitrato de potássio, um tipo de salitre, pode-se reagir cloreto de potássio com ácido nítrico.

Lavoisier também foi responsável por enunciar a Lei da Conservação da Massa, também conhecida como Lei de Lavoisier.

https://tinyurl.com/ybcuml9u
Acesso em: 15.11.2017. Adaptado.

Em um experimento para obtenção de salitre, foram anotadas as massas utilizadas, porém o aluno esqueceu de anotar a massa formada de nitrato de potássio, conforme a figura.

$$KC\ell + HNO_3 \rightarrow KNO_3 + HC\ell$$

745 g	630 g	x g	365 g

O aluno não se preocupou com esse fato, pois aplicando a Lei de Lavoisier é possível encontrar a massa desconhecida, representada por *x* na tabela.
Assinale a alternativa que apresenta a massa de salitre, em gramas, obtida nesse experimento.

a) 101 **d)** 1 010
b) 630 **e)** 1 375
c) 745

6. **Ufam/PSC 2024** No composto A, 1,00 g de nitrogênio se combina a 0,57 g de oxigênio. No composto B, 2,00 g de nitrogênio se combinam com 2,24 g de oxigênio. E, no composto C, 3,00 g de nitrogênio se combinam com 5,11 g de oxigênio. Esses resultados obedecem à:

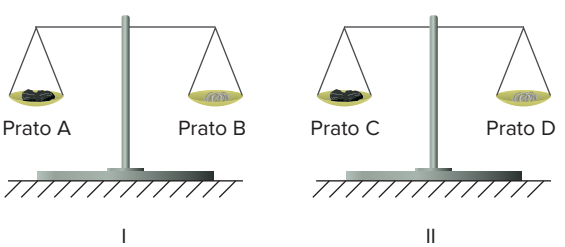
a) Lei da proporção recíproca.
b) Lei da proporção constante.
c) Lei das proporções múltiplas.
d) Lei da pressão parcial de Dalton.
e) Lei da conservação de massa.

7. **UFRN** Uma lei química expressa regularidades dos processos químicos, permitindo explicá-los e também fazer previsões de comportamentos de fenômenos que pertencem ao contexto de aplicação dessa lei. Por exemplo, a Lei das Proporções Constantes de Proust expressa uma das mais importantes regularidades da natureza. Segundo essa lei,

a) a composição química das substâncias compostas é sempre constante, não importando qual a sua origem, mas depende do método utilizado, na indústria ou no laboratório, para obtê-las.
b) a composição química das misturas é sempre constante, não importando qual sua origem mas depende do método utilizado, na indústria ou no laboratório, para obtê-las.
c) a composição química das misturas é sempre constante, não importando qual sua origem ou o método para obtê-las.
d) a composição química das substâncias compostas é sempre constante, não importando qual a sua origem ou o método para obtê-las.

8. **Uerj** *Na natureza nada se cria, nada se perde; tudo se transforma.*
Esse enunciado é conhecido como Lei da Conservação das Massas ou Lei de Lavoisier. Na época em que foi formulado, sua validade foi contestada, já que na queima de diferentes substâncias era possível observar aumento ou diminuição de massa.
Para exemplificar esse fenômeno, considere as duas balanças idênticas I e II mostradas na figura a seguir. Nos pratos dessas balanças foram colocadas massas idênticas de carvão e de esponja de aço, assim distribuídas:

– pratos A e C: carvão;
– pratos B e D: esponja de aço.



A seguir, nas mesmas condições reacionais, foram queimados os materiais contidos em B e C, o que provocou desequilíbrio nos pratos das balanças. Para restabelecer o equilíbrio, serão necessários procedimentos de adição e retirada de massas, respectivamente, nos seguintes pratos:

a) A e D
b) B e C
c) C e A
d) D e B

9. Analise o quadro a seguir:

$NaOH$ +	$HC\ell$ →	$NaC\ell$ +	H_2O
40 g	36,5 g	x	18 g
80 g	y	z	t

Verificando as leis de Lavoisier e de Proust, determine os valores de *x*, *y*, *z* e *t*.

10. **Cefet-MG 2016** Observe a equação química a seguir:

$$C_2H_4 + H_2 \rightarrow C_2H_6$$
$$(28\ g)\ (2\ g) \quad (30\ g)$$

A comparação entre as massas do produto e dos reagentes relaciona-se à Lei de

a) Bohr.
b) Dalton.
c) Lavoisier.
d) Rutherford.

11. **Cefet-MG** A oxidação espontânea do ferro, representada na equação, leva à formação da ferrugem, caracterizada como óxido de ferro III.

$$2\ Fe(s) + \frac{3}{2}O_2(g) \rightarrow Fe_2O_3(s)$$

Suponha que uma placa de ferro de 112 g foi guardada em um recipiente fechado, com ar. Após a degradação completa, detectou-se 160 g de ferrugem. A massa de oxigênio, em gramas, consumida nessa reação, é aproximadamente de

a) 32.
b) 48.
c) 56.
d) 72.

Leia o texto para responder à questão **12**.

Nitrato de amônio, NH_4NO_3, é uma substância química que possui diversas aplicações, por exemplo:

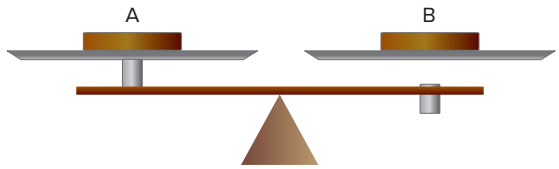
– Em bolsas de gelo instantâneo, utilizadas por atletas para alívio de dores provocadas por contusões. Essas bolsas contêm cápsulas de nitrato de amônio sólido que, ao serem rompidas, promovem a dissolução desse sal em água, com forte diminuição de temperatura;
– Em fertilizantes, como fonte de nitrogênio;
– Em explosivos, pois sua decomposição gera grande volume de gases e grande liberação de energia térmica, conforme a equação não balanceada:

$$NH_4NO_3(s) \rightarrow H_2O(g) + N_2(g) + O_2(g) + \text{energia térmica}$$

12. **FMABC-SP 2021** Sabendo que o volume molar de gás nas CATP é igual a 25,0 L/mol, pode-se afirmar que o volume total gasoso, medido nas CATP, produzido na decomposição completa de 1 mol de nitrato de amônio é igual a

a) 35,0 L.
b) 17,5 L.
c) 50,0 L.
d) 70,0 L.
e) 87,5 L.

13. **Fuvest-SP** Os pratos A e B de uma balança foram equilibrados com um pedaço de papel em cada prato e efetuou-se a combustão apenas do material contido no prato A. Esse procedimento foi repetido com palha de aço em lugar de papel. Após cada combustão observou-se:



	Com papel	Com palha de aço
a)	A e B no mesmo nível	A e B no mesmo nível
b)	A abaixo de B	A abaixo de B
c)	A acima de B	A acima de B
d)	A acima de B	A abaixo de B
e)	A abaixo de B	A e B no mesmo nível

14. **Unicentro-PR 2016** Com objetivo de comprovar a Lei de Conservação das Massas em uma reação química – Lei de Lavoisier –, um béquer de 125,0 mL, contendo uma solução diluída de ácido sulfúrico, $H_2SO_4(aq)$, foi pesado juntamente com um vidro de relógio, contendo pequena quantidade de carbonato de potássio, $K_2CO_3(s)$, que, em seguida, foi adicionado à solução ácida. Terminada a reação, o béquer com a solução e o vidro de relógio vazio foram pesados, verificando-se que a massa final, no experimento, foi menor que a massa inicial.
Considerando-se a realização desse experimento, a conclusão correta para a diferença verificada entre as massas final e inicial é

a) a Lei de Lavoisier não é válida para reações realizadas em soluções aquosas.
b) a condição para a comprovação da Lei de Conservação das Massas é que o sistema em estudo esteja fechado.
c) o excesso de um dos reagentes não foi levado em consideração, inviabilizando a comprovação da Lei de Lavoisier.
d) a massa dos produtos de uma reação química só é igual à massa dos reagentes quando estes estão no mesmo estado físico.

Cálculo estequiométrico (casos gerais)

15. **Uerj 2024** O fósforo branco, quando em contato com o oxigênio, entra em combustão espontânea, causando graves consequências se usado em armamentos. Observe a equação da reação química entre essas duas substâncias:

$$P_4(s) + 5\ O_2(g) \rightarrow P_4O_{10}(s)$$

Na reação de 248 g de P_4, a massa de O_2 consumida, em gramas, corresponde a:

a) 160 **b)** 320 **c)** 480 **d)** 640

16. Uece 2018 A Agência Nacional de Vigilância Sanitária – ANVISA – recomenda a ingestão diária de, no máximo, 3 mg do íon fluoreto, para prevenir cáries. Doses mais elevadas podem acarretar enfraquecimento dos ossos, comprometimento dos rins, danos nos cromossomos, dentre outros males. Para atender à recomendação da ANVISA, o composto utilizado para introduzir o flúor é o fluoreto de sódio, cuja massa é

a) 5,82 mg.
b) 4,63 mg.
c) 6,63 mg.
d) 3,42 mg.

17. PUC-RS 2023 O clorofórmio ($CHC\ell_3$) foi introduzido como anestésico em procedimentos cirúrgicos no século XIX, na Inglaterra. Entretanto, o seu uso foi gradativamente abandonado devido ao seu alto grau de toxicidade, sendo substituído por substâncias anestésicas mais adequadas. O clorofórmio pode ser preparado pela reação de metano com cloro:

$$CH_4(g) + 3\ C\ell_2(g) \rightarrow CHC\ell_3(\ell) + 3\ HC\ell(g)$$

A quantidade de cloro, em gramas, necessária para produzir 1,5 mol de clorofórmio é

a) 106. **b)** 155. **c)** 319. **d)** 350.

18. UFMS 2024 Mato Grosso do Sul apresenta a segunda maior reserva de extração de calcário (rochas carbonatadas), sendo o município de Bela Vista o maior produtor do estado. A rocha carbonática mais comum é a calcita ($CaCO_3$), que ao ser beneficiada produz cal (CaO) e dióxido de carbono, conforme reação abaixo.

Dados: constante de Avogadro = $6 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$; Ca = 40 g/mol; C = 12 g/mol; O = 16 g/mol).

$$CaCO_3 + \text{calor} \rightleftharpoons CaO + CO_2\uparrow$$

Com base na reação de calcinação, é correto afirmar que:

a) a calcinação de 0,05 mol de calcita produz 3,0 g de cal e libera 2,0 g de CO_2.
b) a calcinação de $1,5 \cdot 10^{22}$ moléculas de calcita produz 0,025 mol de cal e libera 1 g de CO_2.
c) a calcinação de 2 kg de calcita produz 1,12 kg de cal e libera 0,80 kg de CO_2.
d) a calcinação de 60 g de calcita produz 28 g de cal e libera $3,0 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO_2.
e) a calcinação de 500 mg de calcita produz 280 mg de cal e libera 220 mg de CO_2.

19. FCMSCSP 2024 A reação entre o cloreto de antimônio(III), $SbC\ell_3$, (massa molar = 228 g/mol), e a água resulta na formação de óxido de antimônio(III), Sb_2O_3, e cloreto de hidrogênio gasoso, $HC\ell$, conforme representado na equação não balanceada:

$$SbC\ell_3(s) + H_2O(\ell) \rightarrow Sb_2O_3(s) + HC\ell(g)$$

A uma certa massa de cloreto de antimônio(III) foram adicionados 180 mL de água (d = 1 g/mL). Nas condições adequadas de reação, formaram-se 18 mol de $HC\ell$.

A massa de cloreto de antimônio(III) e a quantidade, em mol, de água que participaram dessa reação são

a) 456 g e 10 mol.
b) 456 g e 6 mol.
c) 1 368 g e 9 mol.
d) 228 g e 1 mol.
e) 1 368 g e 10 mol.

20. Enem PPL 2024 O titânio é encontrado na natureza em minerais, dos quais o rutilo (TiO_2) está presente na principal mina do Brasil, localizada no Rio Grande do Norte. Para obtenção do titânio metálico, o TiO_2 é submetido a duas operações industriais. A primeira consiste na cloração, produzindo tetracloreto de titânio, conforme a equação:

$$TiO_2 + 2\ C\ell_2 + 2\ CO \rightleftharpoons TiC\ell_4 + 2\ CO_2$$

A segunda operação consiste na redução do tetracloreto de titânio, utilizando magnésio metálico:

$$2\ Mg + TiC\ell_4 \rightleftharpoons 2\ MgC\ell_2 + Ti$$

Considere as massas molares:

$$C\ell = 35,5\ \frac{g}{mol};\ Ti = 48\ \frac{g}{mol}.$$

Qual a massa de gás cloro necessária para produzir 480 kg de titânio metálico?

a) 179 kg
b) 359 kg
c) 480 kg
d) 710 kg
e) 1420 kg

21. IFCE 2019 A gasolina é um combustível constituído de uma mistura de diversos hidrocarbonetos, que, em média, pode ser representada pelo octano (C_8H_{18}). Abaixo é apresentada a equação química do processo de queima da gasolina no motor de um veículo.

$$2\ C_8H_{18} + 25\ O_2 \rightarrow 16\ CO_2 + 18\ H_2O$$

A massa aproximada de dióxido de carbono (CO_2) produzida na queima de 114,0 kg de gasolina, admitindo reação completa e a gasolina como octano, está expressa no item

Dados: massas molares: C_8H_{18} = 114,0 g/mol; CO_2 = 44,0 g/mol.

a) 3,52 g.
b) 352 g.
c) 3,52 kg.
d) 352 kg.
e) 352 000 kg.

22. FMP-RJ 2021 (Adapt.) O sulfato de bário ($BaSO_4$) é indicado como meio de contraste radiopaco nos estudos radiológicos do tubo digestivo (deglutição, esôfago, estômago, duodeno, intestino delgado e intestino grosso). [...] Nos estudos radiológicos que envolvam o estômago ou o intestino grosso, decorrido algum tempo de exame, a suspensão baritada, em contato com as secreções gástricas, tornam-se um aglomerado em flocos não aderido à mucosa.

Disponível em: http://www.radioinmama.com.br/meioscontraste.html. Acesso em: 1º out. 2020. Adaptado.

Deseja-se obter 675 g de $BaSO_4$ para um determinado exame radiológico do esôfago, segundo a reação:

$$H_2SO_4(aq) + Ba(OH)_2(aq) \rightarrow 2\ H_2O(\ell) + BaSO_4(s)$$

A quantidade de matéria de ácido sulfúrico para gerar 675 g de sulfato de bário, em mol, deverá ser, aproximadamente, de

▶ **Dado:** $BaSO_4 = 233\ g \cdot mol^{-1}$.

a) 0,3 **c)** 2,9 **e)** 2,6
b) 1,3 **d)** 0,6

23. Enem PPL 2016 Climatério é o nome de um estágio no processo de amadurecimento de determinados frutos, caracterizado pelo aumento do nível da respiração celular e do gás etileno (C_2H_4). Como consequência, há o escurecimento do fruto, o que representa a perda de muitas toneladas de alimentos a cada ano. É possível prolongar a vida de um fruto climatérico pela eliminação do etileno produzido. Na indústria, utiliza-se o permanganato de potássio ($KMnO_4$) para oxidar o etileno a etilenoglicol ($HOCH_2CH_2OH$), sendo o processo representado de forma simplificada na equação:

$$2\ KMnO_4 + 3\ C_2H_4 + 4\ H_2O \rightarrow$$
$$\rightarrow 2\ MnO_2 + 3\ HOCH_2CH_2OH + 2\ KOH$$

O processo de amadurecimento começa quando a concentração de etileno no ar está em cerca de 1,0 mg de C_2H_4 por kg de ar. As massas molares dos elementos H, C, O, K e Mn são, respectivamente, iguais a 1 g/mol, 12 g/mol, 16 g/mol, 39 g/mol e 55 g/mol.
A fim de diminuir essas perdas, sem desperdício de reagentes, a massa mínima de $KMnO_4$ por kg de ar é mais próxima de

a) 0,7 mg **c)** 3,8 mg **e)** 8,5 mg
b) 1,0 mg **d)** 5,6 mg

24. UFJF-MG 2021 Quando o ferro metálico entra em contato com ácido clorídrico ($HC\ell$), à temperatura constante, reage rapidamente formando o gás hidrogênio (H_2), como é indicado pela equação:

$$2\ Fe(s) + 6\ HC\ell(aq) \rightarrow 2\ FeC\ell_3(aq) + 3\ H_2(g)$$

Sabendo-se que em 30 segundos de reação foram consumidos 12 mol de $HC\ell$, qual o número de mols do gás hidrogênio (H_2) produzidos em 5 minutos?

a) 60 mol **c)** 6 mol **e)** 11 mol
b) 30 mol **d)** 18 mol

25. Uerj Uma área agrícola, próxima a um lago, precisa ser adubada antes do início do plantio de hortaliças.

– O esquema da figura 1 indica as medidas do terreno a ser plantado. Os dois lados paralelos distam 10 km e os três ângulos obtusos indicados são congruentes.
– Para corrigir a elevada acidez do solo, o produto recomendado foi o calcário ($CaCO_3$), na dosagem de 5 g/m^2 de solo.
– Para a adubação do terreno, emprega-se um pulverizador com 40 m de comprimento, abastecido por um reservatório de volume igual a 2,16 m^3, que libera o adubo à vazão constante de 1200 cm^3/s. Esse conjunto, rebocado por um trator que se desloca à velocidade constante de 1 m/s, está representado na figura 2.
– A partir do início da adubação, a qualidade da água do lago passou a ser avaliada com regularidade.

Figura 1

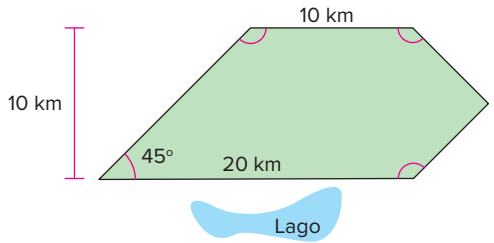


Figura 2

Para corrigir a acidez do solo, a quantidade de matéria necessária, em mol de $CaCO_3$, por km^2 de área a ser plantada, corresponde a:

a) $4{,}0 \cdot 10^6$ **c)** $1{,}5 \cdot 10^3$
b) $5{,}0 \cdot 10^4$ **d)** $2{,}5 \cdot 10^2$

26. Unicamp-SP Os sistemas de comunicação e transporte criados pelo homem foram evoluindo ao longo do tempo. Assim, em fins do século XVIII, apareceram os balões, cujo desenvolvimento ocorreu durante todo o século XIX, chegando ao século XX com os dirigíveis cheios de hidrogênio e, mais recentemente, de hélio. Nesse processo, o brasileiro Santos Dumont contribuiu de modo significativo.
Os *Zeppelins*, dirigíveis cheios de hidrogênio, estão, ainda, entre as maiores naves aéreas já construídas pelo homem. O mais famoso deles, o *Hindemburg*, começou a sua história em 1936, terminando em maio de 1937, num dos maiores acidentes aéreos já vistos e filmados. O seu tamanho era incrível, tendo cerca de 250 metros de comprimento, com um volume de $200 \cdot 10^6$ litros, correspondendo a $8{,}1 \cdot 10^6$ moles de gás.

a) No dia 6 de maio de 1937, ao chegar a Nova York, o *Hindemburg* queimou em chamas. Escreva a equação química que representa a reação principal da queima nesse evento.
b) Se o hidrogênio necessário para encher totalmente o *Hindemburg* fosse obtido a partir da reação de ferro com ácido (dando Fe^{2+}), quantos quilogramas de ferro seriam necessários?

27. UEPG-PR 2019 Em alguns tipos de fogos de artifício, o alumínio metálico em pó é queimado liberando luz e calor. A reação que ocorre é representada a seguir:

$$2\ A\ell(s) + \frac{3}{2}\ O_2(g) \rightarrow A\ell_2O_3(s) \quad \Delta H = -1653\ kJ/mol$$

▶ **Dados:** $A\ell = 27$ g/mol; O = 16 g/mol.
Volume molar do gás ideal em CNTP = 22,4 L.
CNTP (1 atm, 0 °C).

FRENTE 2

Com base nas informações anteriores, assinale o que for correto.

01 A queima de 1 g de alumínio em pó forma aproximadamente 19 g de óxido de alumínio.

02 A queima de 1 g de alumínio em pó necessita de aproximadamente 0,62 L de gás oxigênio para reagir nas CNTP.

04 A queima de 1 g de alumínio em pó libera aproximadamente 306 kJ de energia.

08 A reação de queima do alumínio em pó é exotérmica.

Soma: _____

Texto para a questão **28**.

Um incêndio atingiu uma fábrica de resíduos industriais em Itapevi, na Grande São Paulo. O local armazenava três toneladas de fosfeto de alumínio (AlP). De acordo com a Companhia Ambiental do Estado de São Paulo (Cetesb), o fosfeto de alumínio reagiu com a água usada para apagar as chamas, produzindo hidróxido de alumínio e fosfina (PH_3).

A fosfina é um gás tóxico, incolor, e não reage com a água, porém reage rapidamente com o oxigênio liberando calor e produzindo pentóxido de difósforo (P_2O_5). Segundo os médicos, a inalação do P_2O_5 pode causar queimadura tanto na pele quanto nas vias respiratórias devido à formação de ácido fosfórico.

https://tinyurl.com/yafzufbo Acesso em: 11.10.18. Adaptado.

28. **Fatec-SP 2019** A reação química da produção da fosfina pode ser representada pela equação

$$A\ell P(s) + 3\ H_2O(\ell) \rightarrow A\ell(OH)_3(s) + PH_3(g)$$

Considerando que toda a massa de fosfeto de alumínio reagiu com a água e que o rendimento da reação é 100% o volume aproximado de fosfina produzido no local, em litros, é

Dados: volume molar dos gases nas condições descritas: 30 L/mol.
Massas molares em g/mol: $A\ell = 27$, $P = 31$.

a) $3{,}33 \cdot 10^2$ **c)** $3{,}33 \cdot 10^6$ **e)** $1{,}55 \cdot 10^6$
b) $3{,}33 \cdot 10^3$ **d)** $1{,}55 \cdot 10^3$

29. **UFRGS 2020** Nos aterros sanitários, o processo de biodegradação da matéria orgânica ocorre geralmente em condições anaeróbicas (em ausência de oxigênio ou de ar), produzindo gases causadores do efeito estufa, metano e gás carbônico, conforme mostrado na equação abaixo, exemplificada para a glicose.

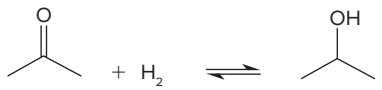
$$C_6H_{12}O_6(s) \rightarrow 3\ CH_4(g) + 3\ CO_2(g)$$

O volume de gases do efeito estufa, gerado pela decomposição anaeróbica de 0,9 kg de glicose nas CNTP (0 °C e 1 atm), será de aproximadamente

a) 22,4 L. **d)** 336,0 L.
b) 67,2 L. **e)** 672,0 L.
c) 125,4 L.

Texto para a questão **30**.

O isopropanol (massa molar = 60 g/mol) é um álcool muito utilizado como solvente para limpeza de circuitos eletroeletrônicos. A produção mundial desse álcool chega a 2,7 milhões de toneladas por ano. A indústria química dispõe de diversos processos para a obtenção de isopropanol, entre eles, o que envolve a reação de acetona (massa molar = 58 g/mol) com hidrogênio. A equação dessa reação é



30. **Uefs-BA 2018** Se toda a produção mundial de isopropanol fosse feita somente por meio dessa reação de acetona com hidrogênio, supondo rendimento de 100%, a massa de acetona necessária para a produção anual de isopropanol seria de

a) 1,8 milhão de toneladas.
b) 2,1 milhões de toneladas.
c) 2,6 milhões de toneladas.
d) 3,1 milhões de toneladas.
e) 3,6 milhões de toneladas.

31. **UPF-RS 2018** Tendo por referência a reação química não balanceada

$$C\ell_2(g) + O_2(g) \rightarrow C\ell_2O_5(s)$$

Qual é o volume de oxigênio necessário para reagir com todo o cloro, considerando-se que se parte de 20 L de cloro gasoso medidos em condições ambientes de temperatura e pressão?

Dado: considere volume molar de 25 L/mol nas CATP.

a) 20 L. **c)** 50 L. **e)** 100 L.
b) 25 L. **d)** 75 L.

32. **Enem 2018** Objetos de prata sofrem escurecimento devido à sua reação com enxofre. Estes materiais recuperam seu brilho característico quando envoltos por papel alumínio e mergulhados em um recipiente contendo água quente e sal de cozinha.

A reação não balanceada que ocorre é:

$$Ag_2S(s) + A\ell(s) \rightarrow A\ell_2S_3(s) + Ag(s)$$

Dados: massa molar dos elementos ($g \cdot mol^{-1}$): Ag = 108, S = 32.

UCKO, D. A. **Química para as ciências da saúde:** uma introdução à química geral, orgânica e biológica. São Paulo: Manole, 1995 (adaptado).

Utilizando o processo descrito, a massa de prata metálica que será regenerada na superfície de um objeto que contém 2,48 g de Ag_2S é

a) 0,54 g **c)** 1,91 g **e)** 3,82 g
b) 1,08 g **d)** 2,16 g

33. FMP-RJ 2022 Transformações químicas são ações que resultam na formação de novas substâncias. Além da mudança de estado, as variações de cheiro, de cor, de densidade e de temperatura podem ser evidências de transformações químicas. Nelas podem acontecer explosão e liberação de gases.

Disponível em: https://www.todamateria.com.br/transformacoes-quimicas/. Acesso em: 20 ago. 2021.

A fotossíntese consiste na obtenção de oxigênio e glicose, através da luz do sol, pela reação de oxirredução representada por

$$6\ H_2O + 6\ CO_2 \xrightarrow{luz} 6\ O_2 + C_6H_{12}O_6$$

Quando 672 L de gás oxigênio são obtidos nas condições normais de temperatura e pressão, a massa de glicose, em gramas, será de

Dado: massa molar da glicose: 180 g · mol^{-1}.

a) 180
b) 320
c) 900
d) 1120
e) 5400

34. Unicamp-SP 2022 Resíduos de papel contribuem para que o clima mude mais do que a maioria das pessoas pensam. A Blue Planet Ink anunciou que sua tinta de impressora autoapagável Paper Saver® agora está disponível em cartuchos remanufaturados para uso em impressoras de uma determinada marca. A tinta autoapagável (economizadora de papel) é uma tinta roxa de base aquosa, que pode ser impressa em papel sulfite normal. Um cartucho rende a impressão de até 4000 folhas. Com a exposição ao ar, ao absorver dióxido de carbono e vapor de água, o componente ativo (corante) da tinta perde sua cor, a impressão torna-se não visível e o papel fica branco, tornando possível sua reutilização.

A "pegada de carbono" – isto é, a quantidade de carbono gerada na produção, transporte e descarte – de 120 folhas de papel é a mesma de um carro a gasolina que se move por 16 km. O Regulamento sobre Automóveis de Passageiros da Comissão Europeia estabeleceu como meta que as emissões dos veículos leves não poderão ultrapassar 95 g CO_2/km a partir de 2020. Levando em conta a combustão completa da gasolina (considere a gasolina como sendo constituída unicamente por C_8H_{18}) e as informações do texto de referência, o uso de um cartucho da tinta Paper Saver®, nas condições estabelecidas pela Comissão Europeia, permitiria reduzir a emissão de aproximadamente

Dados: massas molares em g · mol^{-1}: H = 1, C = 12, O = 16.

a) 1,5 kg de CO_2, que é uma massa maior do que a massa de gasolina que foi queimada.
b) 50 kg de CO_2, que é uma massa menor do que a massa de gasolina que foi queimada.
c) 1,5 kg de CO_2, que é uma massa menor do que a massa de gasolina que foi queimada.
d) 50 kg de CO_2, que é uma massa maior do que a massa de gasolina que foi queimada.

Cálculo estequiométrico (casos especiais)

35. FCMSCSP 2021 O carbeto de alumínio ($A\ell_4C_3$) pode ser preparado empregando-se o carbono na forma de grafeno e o alumínio em pó. A reação ocorre de acordo com a equação:

$$4\ A\ell(s) + 3\ C(s) \rightarrow A\ell_4C_3(s)$$

Em um processo de produção de carbeto de alumínio, foram misturados, em condições adequadas, 9 mol de alumínio e 9 mol de carbono.

O reagente limitante e a quantidade máxima de carbeto de alumínio que pode ser formada nesse processo de produção são:

a) alumínio e 2,25 mol.
b) carbono e 3 mol.
c) carbono e 2,25 mol.
d) carbono e 6,75 mol.
e) alumínio e 4 mol.

36. Acafe-SC 2017 Assinale a alternativa que contém o valor da massa de cloreto de alumínio produzido após reação de 8 mol de ácido clorídrico com 4 mol de hidróxido de alumínio.

Dados: H: 1,0 g/mol; O: 16 g/mol; Aℓ: 27 g/mol; Cℓ: 35,5 g/mol.

a) 712 g
b) 534 g
c) 133,5 g
d) 356 g

37. UFPR 2025 Um dos pigmentos sintéticos mais antigos, encontrado em paredes de tumbas e templos egípcios, é o azul egípcio, de fórmula $CaCuSi_4O_{10}$. O azul egípcio é produzido pela mistura, moagem e aquecimento de um minério de cobre ($Cu_2CO_3(OH)_2$), areia (SiO_2) e calcário ($CaCO_3$), conforme representado na equação a seguir:

$$Cu_2CO_3(OH)_2 + 8\ SiO_2 + 2\ CaCO_3 \rightarrow$$
$$\rightarrow 2\ CaCuSi_4O_{10} + 3\ CO_2 + H_2O$$

Em um experimento, foram misturados 221 gramas de $Cu_2CO_3(OH)_2$, 600 gramas de SiO_2 e 1000 gramas de $CaCO_3$. Considerando as informações fornecidas e que a massa molar (g · mol^{-1}) de $Cu_2CO_3(OH)_2$ é 221, a de SiO_2(s) é 60, a de $CaCO_3$ é 100 e a de $CaCuSi_4O_{10}$ é 376, qual será a massa de pigmento azul egípcio obtida, em gramas?

a) 188
b) 221
c) 752
d) 940
e) 1821

38. FEI-SP Sejam m_A e m_B as massas de A e B respectivamente que reagem estequiometricamente para formar C na reação representada pela equação:

$$A + B \rightarrow C$$

FRENTE 2

Ao misturarmos as massas m'_A e m'_B de A e B, respectivamente, para formar C, tal que $m'_A/m'_B > m_A/m_B$ então:

a) A é o reagente em excesso.
b) B é o reagente em excesso.
c) C é o reagente em excesso.
d) não há excesso.
e) os dados são insuficientes para a conclusão.

39. EsPCEx-SP 2019 As reações químicas ocorrem sempre em uma proporção constante, que corresponde ao número de mol indicado pelos coeficientes da equação química. Se uma das substâncias que participa da reação estiver em quantidade maior que a proporção correta, ela não será consumida totalmente. Essa quantidade de substância que não reage é chamada excesso [...]. O reagente que é consumido totalmente, e por esse motivo determina o fim da reação, é chamado de reagente limitante.

USBERCO, João e SALVADOR, Edgard. *Química, Vol. 1*: Química Geral. 14ª ed. Reform - São Paulo: Ed. Saraiva, 2009, pág. 517.

Um analista precisava neutralizar uma certa quantidade de ácido sulfúrico (H_2SO_4) de seu laboratório e tinha hidróxido de sódio (NaOH) à disposição para essa neutralização. Ele realizou a mistura de 245 g de ácido sulfúrico com 100 g de hidróxido de sódio e verificou que a massa de um dos reagentes não foi completamente consumida nessa reação. Sabendo-se que o reagente limitante foi completamente consumido, a massa do reagente que sobrou como excesso após a reação de neutralização foi de

Dados: massa atômica do H = 1; O = 16; Na = 23; S = 32.

a) 52,4 g. **c)** 384,7 g. **e)** 77,3 g.
b) 230,2 g. **d)** 122,5 g.

40. Enem 2016 A minimização do tempo e custo de uma reação química, bem como o aumento na sua taxa de conversão, caracteriza a eficiência de um processo químico. Como consequência, produtos podem chegar ao consumidor mais baratos. Um dos parâmetros que mede a eficiência de uma reação química é o seu rendimento molar (R, em %), definido como

$$R = \frac{n_{produto}}{n_{reagente\ limitante}} \times 100$$

em que n corresponde ao número de mols. O metanol pode ser obtido pela reação entre brometo de metila e hidróxido de sódio, conforme a equação química:

$$CH_3Br + NaOH \rightarrow CH_3OH + NaBr$$

Dados: as massas molares (em g/mol) desses elementos são: H = 1; C = 12; O = 16; Na = 23; Br = 80.

O rendimento molar da reação, em que 32 g de metanol foram obtidos a partir de 142,5 g de brometo de metila e 80 g de hidróxido de sódio, é mais próximo de

a) 22% **c)** 50% **e)** 75%
b) 40% **d)** 67%

41. UFPR 2022 A perovskita $CH_3NH_3PbI_3$ é um material que, pelas suas propriedades fotovoltaicas, é considerado promissor para geração de eletricidade a partir da luz solar. O composto foi sintetizado em três etapas, descritas pelas equações químicas a seguir.

$$Pb(NO_3)_2 + 2\ KI \rightarrow PbI_2 + 2\ KNO_3$$
$$CH_3NH_2 + HI \rightarrow CH_3NH_3I$$
$$PbI_2 + CH_3NH_3I \rightarrow CH_3NH_3PbI_3$$

Os seguintes reagentes foram empregados na síntese: 0,6 mol de $Pb(NO_3)_2$; 0,8 mol de KI; 0,7 mol de CH_3NH_2; e 0,8 mol de HI. Nessas condições, qual será a quantidade máxima da perovskita $CH_3NH_3PbI_3$ produzida?

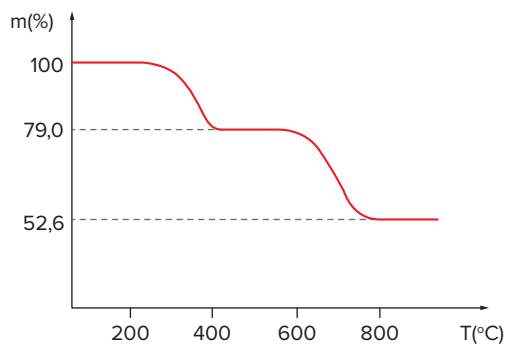
a) 0,4 mol.
b) 0,6 mol.
c) 0,7 mol.
d) 0,8 mol.
e) 1,0 mol.

42. Cefet-MG 2016 Fitas de magnésio podem ser queimadas quando em contato com fogo e na presença de gás oxigênio. Durante a reação, pode-se observar a formação de um sólido branco e a liberação de uma luz intensa.

Suponha que uma fita de magnésio de 3 g, com 80% de pureza em massa, seja queimada. A massa aproximada, em gramas, do sólido branco será igual a

a) 3. **c)** 5.
b) 4. **d)** 6.

43. FGV-SP A dolomita, $CaMg(CO_3)_2$, é um minério utilizado como fonte de magnésio e para fabricação de materiais refratários. A figura apresenta a curva da decomposição térmica de uma mistura de carbonatos de cálcio e magnésio e é o resultado de medidas de variação da massa da amostra em função do aumento da temperatura. A decomposição desses carbonatos resulta na liberação de CO_2 e na formação do respectivo óxido. Cada carbonato decompõe-se totalmente em diferentes temperaturas, sendo que o carbonato de cálcio apresenta maior estabilidade térmica.

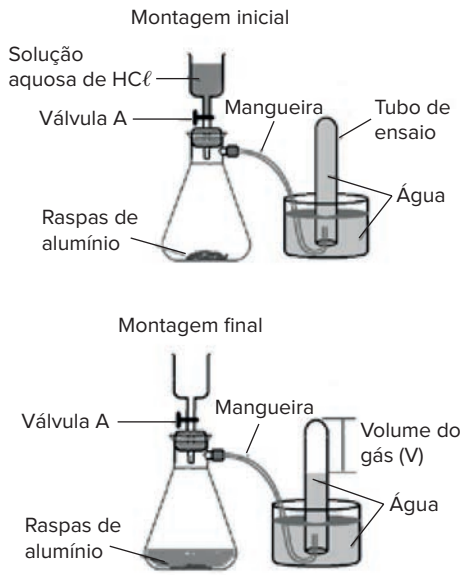


Dados: massas molares (g/mol): CO_2 = 44, $MgCO_3$ = 84 e $CaCO_3$ = 100.

Pode-se concluir que a mistura de carbonatos analisada contém a composição em massa de carbonato de cálcio igual a:

a) 40%
b) 45%
c) 50%
d) 55%
e) 60%

44. Cefet-MG 2019 Um experimento consistiu em reagir $3 \cdot 10^{-3}$ g de alumínio com solução aquosa de ácido clorídrico, conforme esquema a seguir:



Depois de cessada a reação, observou-se que ainda existia alumínio no fundo do frasco e que foram coletados no tubo $3{,}36 \cdot 10^{-3}$ L de gás. Considerando que não ocorreram perdas durante o experimento e que o volume molar na condição do ensaio tenha sido 22,4 L, pode-se afirmar corretamente que o

a) alumínio é o agente limitante da reação.
b) gás coletado no tubo de ensaio é o cloro.
c) experimento não ilustra a lei de Lavoisier.
d) ácido clorídrico foi consumido na quantidade de $3 \cdot 10^{-4}$ mol.

45. FMP-RJ 2017 O vidro é um sólido iônico com estrutura amorfa, a qual se assemelha à de um líquido. Forma-se pela solidificação rápida do líquido, em que os cristais não conseguem se organizar. Seu principal componente é a sílica, (SiO_2), que constituiu 70% do vidro e é fundida juntamente com óxidos de metais, que alteram o arranjo das ligações do sólido, tornando-o uma estrutura semelhante a de um líquido.

Ao ser gravado na sua decoração, a sílica do vidro sofre ataque do íon F^- como a seguir:

$$SiO_2(s) + 6\ HF(aq) \rightarrow SiF_6^{2-}(aq) + 2\ H_3O^+(aq)$$

Para criar um efeito decorativo em uma jarra que pesa 2,0 kg, a massa de ácido fluorídrico que deve ser empregada é

a) 4,0 kg
b) 2,8 kg
c) 700,0 g
d) 666,7 g
e) 560,0 g

46. UPF-RS 2022 Boitatá, na língua Tupi-Guarani, significa *mboi* – "cobra" e *tata* – "*fogo*". E a lenda do Boitatá surgiu em decorrência de um fenômeno chamado "*fogo-fátuo*", que ocorre quando gases inflamáveis (principalmente o metano) emanam dos pântanos, sepulturas e carcaças de animais mortos, e entram em combustão, a partir de um processo químico espontâneo. Visto de longe, parecem grandes tochas em movimento, e, provavelmente, os índios achavam que as chamas eram uma cobra de fogo que perambulava pela floresta.

(Fonte: https://www.educamaisbrasil.com.br/enem/artes/boitata).

Figura: Boitatá é uma serpente de fogo ou de luz

(Fonte: https://umadblog.blogspot.com/2012/08/madbizarrice-brazucaboitata.html)

Uma das formas de obtenção de gás metano – $CH_4(g)$ é por meio da reação entre a substância carbeto de alumínio – $A\ell_4C_3(s)$ com a água. Além do gás metano, ainda é produzido o hidróxido de alumínio – $A\ell(OH)_3(s)$. A representação dessa reação química está na equação não balanceada a seguir:

$$\_\_\ A\ell_4C_3(s) + \_\_\ H_2O(\ell) \rightarrow \_\_\ A\ell(OH)_3(s) + \_\_\ CH_4(g)$$

Se nesse processo reacional forem utilizados 125 g de carbeto de alumínio, e forem obtidos 35 g de gás metano, qual será, aproximadamente, o rendimento percentual do gás metano obtido?

a) 83,9%
b) 75%
c) 98%
d) 41,68%
e) 13,6%

47. UPE 2018 Diversos povos africanos apresentavam uma relação especial com os metais, sobretudo o ferro, e, assim, muito do conhecimento que chegou ao Brasil sobre obtenção e forja tinha origem nesse continente. Entre os negros do período colonial, os ferreiros, com seus martelos e bigornas, desempenhavam importante papel político e financeiro. Supondo que mestre ferreiro Taú trabalhava com hematita (Fe_2O_3), quantos quilogramas de ferro aproximadamente seriam produzidos a partir de 500 kg do minério, admitindo uma pureza de 85% do mineral?

$$Fe_2O_3(s) + 3\ CO(g) \rightarrow 2\ Fe(\ell) + 3\ CO_2(g)$$

Dados: C = 12 g/mol; O = 16 g/mol; Fe = 56 g/mol.

a) 175 kg
b) 350 kg
c) 297 kg
d) 590 kg
e) 147 kg

FRENTE 2

48. UEL-PR 2025 Economia circular é um conceito referente ao desenvolvimento econômico de um país que faz uso racional dos recursos naturais, implementa processos de ciclagem e otimiza etapas de fabricação.

No Brasil, um exemplo dessa economia é a cadeia de produção a partir da cana-de-açúcar. Entretanto, a possibilidade de produção de hidrogênio como combustível utilizando o etanol talvez tenha chegado ao ápice da eficiência dessa economia. Recentes pesquisas reportam que é possível produzir gás hidrogênio, de acordo com a reação química global a seguir, fazendo uso de reforma eletroquímica.

$$C_2H_5OH(\ell) + 3\ H_2O(\ell) \rightleftharpoons 2\ CO_2(g) + 6\ H_2(g)$$

Estima-se que, numa célula de reforma eletroquímica, para cada 8,0 litros de etanol, é formado 1 kg de hidrogênio, que pode ser utilizado como combustível verde em veículos automotores, indústrias, dentre outros. Com base nos conhecimentos sobre cálculo estequiométrico, assinale a alternativa que apresenta, correta e aproximadamente, o rendimento da reação de produção de gás hidrogênio a partir do etanol.

Dados: massa molar do etanol = 46,07 g/mol; massa molar do gás hidrogênio = 2 g/mol; Densidade do etanol = 0,7893 g/mL

a) 30% **c)** 50% **e)** 70%
b) 40% **d)** 60%

49. FMC-RJ 2022 Considere a reação não balanceada

$$C_2H_6O + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

A massa em gramas de etanol necessária para a obtenção de 8,96 L de CO_2 nas CNTP, num processo de combustão cujo rendimento é de 98,0%, é aproximadamente:

a) 4,7 g **c)** 8,3 g **e)** 7,2 g
b) 9,0 g **d)** 5,0 g

50. Mackenzie-SP 2016 A reação entre o ferro e a solução de ácido clorídrico pode ser equacionada, sem o acerto dos coeficientes estequiométricos, por

$$Fe(s) + HC\ell(aq) \rightarrow FeC\ell_2(aq) + H_2(g)$$

Em uma análise no laboratório, após essa reação, foram obtidos 0,002 mol de $FeC\ell_2$. Considerando-se que o rendimento do processo seja de 80% pode-se afirmar que reagiram

Dados: massas molares ($g \cdot mol^{-1}$) H = 1, Cℓ = 35,5 e Fe = 56.

a) $5{,}600 \cdot 10^{-2}$ g de ferro.
b) $1{,}460 \cdot 10^{-1}$ g de ácido clorídrico.
c) $1{,}680 \cdot 10^{-1}$ g de ferro.
d) $1{,}825 \cdot 10^{-1}$ g de ácido clorídrico.
e) $1{,}960 \cdot 10^{-1}$ g de ferro.

51. Enem PPL 2023 Um carro sedã apresenta tipicamente 200 kg de alumínio distribuídos pelo chassi, motor e cabine. Uma amostra de bauxita, principal fonte natural do metal, é composta por 50% em massa de óxido de alumínio ($A\ell_2O_3$). Considere a massa molar do alumínio (Aℓ) igual a 27 g mol^{-1} e a do oxigênio (O) igual a 16 g mol^{-1}.

A massa de bauxita que deve ser empregada para produzir o alumínio usado na fabricação de um carro desse modelo é mais próxima de

a) 378 kg. **c)** 637 kg. **e)** 1 512 kg.
b) 400 kg. **d)** 756 kg.

52. Uece 2025 Uma das formas de se obter o gás carbônico é através da seguinte reação química, não ajustada:

$$CO + Fe_2O_3 \rightarrow Fe + CO_2$$

Se, em uma experiência, ao reagir 420 g de monóxido de carbono, obtém-se 495 g de gás carbônico, é correto afirmar que o rendimento percentual que se obtém desse gás é de

a) 75%. **b)** 55%. **c)** 85%. **d)** 65%.

53. Unesp 2022 O carbeto de silício (SiC), também conhecido como carborundum, é amplamente utilizado como abrasivo em pedras de esmeril, em pedras de afiar facas e também em materiais refratários.

Esse composto é obtido a partir de uma mistura de carvão com areia com alto teor de sílica, por meio de processo eletrotérmico envolvendo a reação global, com rendimento médio de 75%, representada a seguir.

$$SiO_2(s, \text{cristalino}) + 3\ C(s, \text{amorfo}) \rightarrow$$
$$\rightarrow SiC(s, \text{cristalino}) + 2\ CO(g)$$

Com base nessas informações, prevê-se que a massa de SiC obtida pela reação de 6,0 t de SiO_2 com 3,6 t de C seja, aproximadamente,

a) 5,6 t. **c)** 7,5 t. **e)** 2,5 t.
b) 4,0 t. **d)** 3,0 t.

54. UPE/SSA 2022 Nas estações de tratamento de água, para utilização pública, existem várias etapas, entre elas, uma denominada floculação, em que o óxido de cálcio, CaO, e o sulfato de alumínio, $A\ell_2(SO_4)_3$ são adicionados à água, para a remoção de impurezas a partir da agregação de partículas pequenas em flocos grandes. As equações químicas a seguir, não balanceadas, demonstram as reações envolvidas:

$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$
$$Ca(OH)_2 + A\ell_2(SO_4)_3 \rightarrow A\ell(OH)_3 + CaSO_4$$

Se forem adicionados, em um tanque de tratamento, 252 kg de óxido de cálcio e 1 026 kg de sulfato de alumínio, qual a massa aproximada de sulfato de cálcio produzida no processo?

Dados: massas molares (g/mol) H = 1; O = 16; Aℓ = 27; S = 32; Ca = 40.

a) 285 kg **d)** 920 kg
b) 515 kg **e)** 1 224 kg
c) 612 kg

55. Fempar/Mackenzie-PR 2024 Uma mineradora da Noruega anunciou a descoberta de uma reserva gigante de rocha fosfática, capaz de suprir a demanda global de fertilizantes e carros elétricos pelos próximos 50 anos.

A rocha fosfática é usada para produzir fósforo, ingrediente crucial para a produção de fertilizantes. Ela também pode ser processada para se transformar em ácido fosfórico, que pode ser utilizado nas baterias de lítio-ferro-fosfato que alimentam sistemas de energia solar e carros elétricos.

Disponível em: https://oglobo.globo.com/economia/noticia/2023/07/10/mineradora-da-noruega-descobre-deposito-de-minerais-que-pode-abastecercarros-eletricos-por-50-anos.ghtml. Acesso em 24/07/2023.

Na produção de ácido fosfórico, uma rocha fosfática constituída exclusivamente por $Ca_{10}(PO_4)_6F_2$ foi tratada com ácido sulfúrico, produzindo sulfato de cálcio hidratado, ácido fluorídrico e ácido fosfórico de acordo com a reação química:

$$Ca_{10}(PO_4)_6F_2(s) + 10\ H_2SO_4(aq) + 20\ H_2O(\ell) \rightarrow$$
$$\rightarrow 10\ CaSO_4 \cdot 2\ H_2O(s) + 2\ HF(aq) + 6\ H_3PO_4(aq)$$

Em condições adequadas foram obtidos 588 kg de ácido fosfórico a partir de 2,016 toneladas de rocha fosfática. Considerando a equação química balanceada apresentada, o rendimento do processo foi de, aproximadamente,

Dados: massas molares ($g \cdot mol^{-1}$): $Ca_{10}(PO_4)_6F_2 = 1\,008$; $H_3PO_4 = 98$.

a) 90%. **c)** 70%. **e)** 50%
b) 80%. **d)** 60%.

56. Fuvest-SP 2023 Combustíveis fósseis, como o diesel, contêm em sua composição uma fração de enxofre. Durante o processo de combustão, o enxofre é convertido em SO_2, tornando-se um poluente ambiental. Em postos de combustível, normalmente são comercializados dois tipos de diesel, o Diesel S10 e o Diesel S500. O primeiro contém 10 ppm de enxofre, e o segundo, 500 ppm de enxofre.

Considere que na combustão do diesel, todo enxofre seja convertido em SO_2, conforme reação a seguir:

$$S(s) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g)$$

Nesse caso, a diferença de massa de SO_2 emitido para a atmosfera por kg de diesel quando cada um dos dois tipos é queimado é de

a) 245 mg/kg. **d)** 1960 mg/kg.
b) 490 mg/kg. **e)** 3 920 mg/kg.
c) 980 mg/kg.

Note e adote: massas molares (g/mol): O = 16; S = 32. 1 ppm de enxofre equivale a 1 mg de enxofre por kg de diesel.

57. UPE 2017 As lâmpadas incandescentes tiveram a sua produção descontinuada a partir de 2016. Elas iluminam o ambiente mediante aquecimento, por efeito Joule, de um filamento de tungstênio (W, Z = 74). Esse metal pode ser obtido pela reação do hidrogênio com o trióxido de tungstênio (WO_3), conforme a reação a seguir, descrita na equação química não balanceada:

$$WO_3(s) + H_2(g) \rightarrow W(s) + H_2O(\ell)$$

Se uma indústria de produção de filamentos obtém 31,7 kg do metal puro a partir de 50 kg do óxido, qual é o rendimento aproximado do processo utilizado?

Dados: H = 1 g/mol; O = 16 g/mol; W = 183,8 g/mol.

a) 20% **d)** 80%
b) 40% **e)** 90%
c) 70%

58. Unirio-RJ Óxido de cálcio, óxido de potássio e óxido de sódio reagem separadamente, consumindo 18 g de H_2O em cada reação. Considere:

$m_1 \rightarrow$ massa de hidróxido de cálcio formado;
$m_2 \rightarrow$ massa de hidróxido de potássio formado;
$m_3 \rightarrow$ massa de hidróxido de sódio formado.

Assim, podemos afirmar que:

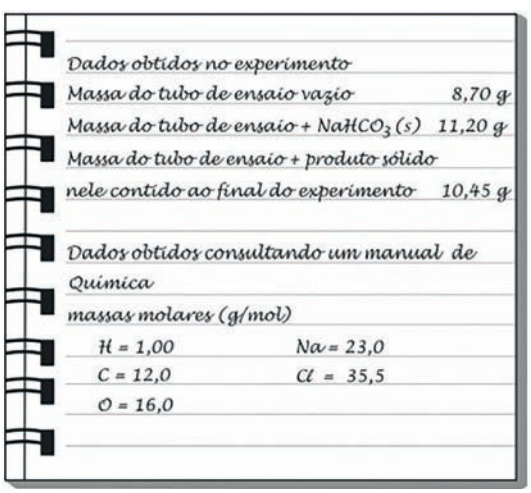
Dados: massas molares: (H = 1,0 g/mol; O = 16 g/mol; Ca = 40 g/mol; K = 39 g/mol; Na = 23 g/mol).

a) $m_1 > m_3 > m_2$ **d)** $m_3 > m_1 > m_2$
b) $m_2 > m_1 > m_3$ **e)** $m_3 > m_2 > m_1$
c) $m_2 > m_3 > m_1$

59. Fuvest-SP Uma estudante de Química realizou o seguinte experimento: pesou um tubo de ensaio vazio, colocou nele um pouco de $NaHCO_3(s)$ e pesou novamente. Em seguida, adicionou ao tubo de ensaio excesso de solução aquosa de $HC\ell$ o que provocou a reação química representada por

$$NaHCO_3(s) + HC\ell(aq) \rightarrow NaC\ell(aq) + CO_2(g) + H_2O(\ell)$$

Após a reação ter-se completado, a estudante aqueceu o sistema cuidadosamente, até que restasse apenas um sólido seco no tubo de ensaio. Deixou o sistema resfriar até a temperatura ambiente e o pesou novamente. A estudante anotou os resultados desse experimento em seu caderno, juntamente com dados obtidos consultando um manual de Química:


Dados obtidos no experimento
Massa do tubo de ensaio vazio 8,70 g
Massa do tubo de ensaio + $NaHCO_3$ (s) 11,20 g
Massa do tubo de ensaio + produto sólido nele contido ao final do experimento 10,45 g

Dados obtidos consultando um manual de Química
massas molares (g/mol)
H = 1,00 Na = 23,0
C = 12,0 Cl = 35,5
O = 16,0

FRENTE 2

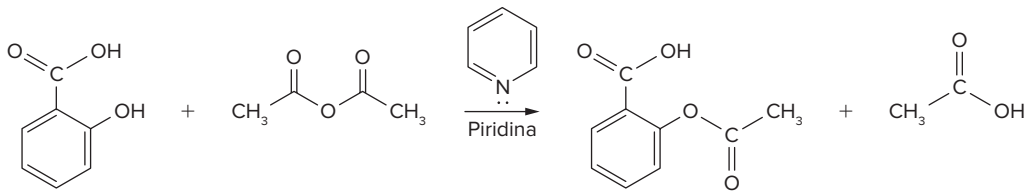
A estudante desejava determinar a massa de

I. $HC\ell$ que não reagiu;
II. $NaC\ell$ que se formou;
III. CO_2 que se formou.

Considerando as anotações feitas pela estudante, é possível determinar a massa de

a) I, apenas.
b) II, apenas.
c) I e III, apenas.
d) II e III, apenas.
e) I, II e III.

60. Unichristus-CE 2023 O ácido acetilsalicílico (AAS) é um fármaco analgésico não esteroide de grande relevância mundial, sendo o composto orgânico mais produzido na indústria farmacêutica no mundo inteiro. Em escala industrial, esse composto pode ser obtido por meio da reação de acetilação do ácido salicílico (AS) com anidrido acético, catalisada por piridina, com rendimento de 50%, conforme representado a seguir



Ácido salicílico — Anidrido acético — Ácido acetilsalicílico — Ácido acético

Para a obtenção do referido ácido, em uma indústria, durante o primeiro trimestre, foram utilizadas 276 toneladas de ácido salicílico com 90% de pureza. Considerando o mesmo desempenho industrial em todos os demais períodos do ano, a quantidade de ácido acetilsalicílico, em toneladas, produzida durante o período de um ano por essa indústria é de

Dados: massas molares: AS = 138 g/mol; AAS = 180 g/mol.

a) 81. **b)** 162. **c)** 324. **d)** 486. **e)** 648.

61. UFC-CE Escreva no espaço apropriado a soma dos itens corretos.
Recentemente, a utilização do MTBE (metil tercbutil éter) como antidetonante da gasolina, na concentração 7% em massa de MTBE, em lugar do álcool etílico, tem causado polêmicas. Testes realizados em laboratórios indicam que o novo aditivo produz mais poluição, em forma de monóxido de carbono, do que o álcool etílico, além de ser mais caro. O MTBE é produzido pela seguinte reação:

$$\underset{\text{metanol}}{CH_3OH(\ell)} + \underset{\text{isobuteno}}{(CH_3)_2C=CH_2(g)} \xrightarrow{H_2SO_4} \underset{\text{MTBE}}{(CH_3)_3C{-}O{-}CH_3(\ell)}$$

Dados: massas atômicas: (C = 12 u; O = 16 u; H = 1 u).

Assinale as alternativas corretas.

01 Na concentração definida da mistura MTBE-gasolina, para cada 100 g de gasolina têm-se 7 g de MTBE.
02 Observada a equação representativa da obtenção do MTBE, 16 g de metanol ao reagir com 28 g de isobuteno produzem 44 g de MTBE.
04 Na mistura MTBE-gasolina, podemos considerar o MTBE como soluto, por estar presente em menor quantidade.
08 Sendo o MTBE e a gasolina miscíveis na concentração mencionada, a mistura é definida como solução.
16 Na obtenção do MTBE, ao serem postos para reagir 100 g de CH_3OH com 100 g de isobuteno, o reagente em excesso será o isobuteno.

Soma:

62. UFRGS 2025 O ácido sulfúrico apresenta uma grande variedade de aplicações como insumo industrial, e seu consumo *per capita* constitui um índice de medição do grau de industrialização de um país. O método de contato para sua produção a partir do enxofre mineral envolve três processos: 1) queima do enxofre elementar produzindo gás SO_2; 2) oxidação do gás SO_2 a gás SO_3, um processo reversível que alcança 90% de rendimento; 3) reação do gás SO_3 com água, produzindo ácido sulfúrico líquido. Considerando essas informações, a massa de enxofre elementar necessária para produzir 980 g de ácido sulfúrico é

a) 320,0 g. **b)** 355,5 g. **c)** 711,0 g. **d)** 888,7 g. **e)** 980,0 g.

Texto complementar

Lavoisier

GeorgiosArt/Stockphoto.com

Antoine Laurent Lavoisier.

Considerado um dos maiores cientistas da história, Antoine Laurent de Lavoisier nasceu em Paris, em 1743. Conhecido por muitos como o pai da Química Moderna, Lavoisier recebeu desde cedo uma boa educação no colégio Mazarin. Aos 22 anos, ganhou medalha de ouro da Academia de Ciências por um projeto de iluminação para as ruas de Paris, e, aos 25, foi eleito membro da prestigiosa Academia Real de Ciências da França.

Ainda aos 25 anos, o químico francês tomou uma decisão que lhe custaria a vida futuramente: associou-se à Ferme Générale – uma sociedade privada que tinha o direito de cobrar impostos em nome da coroa francesa. Aos 26 anos, conheceu Marie Anne Pierrette Paulze (1758-1836), que era filha de um dos sócios majoritários da Ferme Générale, e casou-se com ela em 1771. O casamento transformou-se em uma grande união para ambos, já que Marie Anne auxiliava Lavoisier em suas pesquisas e traduzia trabalhos científicos e filosóficos.

Notório por seus pares por fazer observações detalhadas de suas pesquisas, Lavoisier planejava cuidadosamente seus experimentos, medindo a massa dos materiais antes e depois das transformações químicas.

As principais descobertas de Lavoisier foram a do oxigênio e a da relação entre respiração e reação de combustão. Depois de incontáveis experiências, ele conseguiu demonstrar que o novo gás descoberto era necessário para que ocorresse a combustão, ou seja, sem o oxigênio não haveria a queima. O químico apontou ainda que esse gás era parte do ar atmosférico e era o que respiramos. Tais descobertas causaram uma verdadeira revolução na época, já que desbancaram a teoria do flogístico, que dizia que toda substância inflamável continha esse fluido misterioso, perdido no momento da combustão.

Ao longo de sua vida, ele propôs a Lei de Conservação da Massa ou Lei de Lavoisier, a qual mostrava que, nas reações de combustão, as massas de todas as substâncias envolvidas permaneciam inalteradas. A massa que ele havia pesado no início, antes da reação, era a mesma do final desde que a reação fosse feita em um recipiente fechado. Com isso, ele chegou à sua famosa Lei que diz que, em uma reação química, a massa dos reagentes é igual à massa dos produtos. Hoje essa lei é mais conhecida pelo seguinte enunciado: "na natureza, nada se cria, nada se perde, tudo se transforma."

Em 1789, Lavoisier publicou a obra Tratado Elementar de Química, que fornecia uma nomenclatura moderna para 33 elementos. Isso foi importante porque antes a alquimia usava uma linguagem obscura para referir-se aos elementos.

Lavoisier teve um fim trágico infelizmente, já que nesse mesmo ano de 1789 ocorreu a Revolução Francesa, que derrubou a ordem política existente. O povo rebelou-se contra os excessos da coroa, e os membros da Ferme Générale foram considerados inimigos. Preso em 1793, acabou sendo guilhotinado em 1794, aos 51 anos, em plena Place de la Révolution em Paris, atual Place de la Concorde.

LAVOISIER. *Canal Ciência*, 4 out. 2019. Disponível em: https://canalciencia.ibict.br/historia-das-ciencias/calcada-da-fama/cientista/?item_id=27415. Acesso em: 21 jul. 2025.

Veja os principais assuntos e conceitos trabalhados neste capítulo acessando a seção **Resumindo** no livro digital, na Plataforma Poliedro.

Quer saber mais?

Site

Reagentes, produtos e excesso. Disponível em: http://p.p4ed.com/JXPHB.

O *site* apresenta um simulador no qual é possível estudar a estequiometria das equações químicas, analisando quantidade de reagentes e produtos envolvidos. Acesso em: 13 jun. 2025.

Exercícios complementares

Leis das reações químicas

1. **Fuvest-SP** Devido à toxicidade do mercúrio, em caso de derramamento desse metal, costuma-se espalhar enxofre no local, para removê-lo. Mercúrio e enxofre reagem, gradativamente, formando sulfeto de mercúrio. Para fins de estudo, a reação pode ocorrer mais rapidamente se as duas substâncias forem misturadas num almofariz. Usando esse procedimento, foram feitos dois experimentos. No primeiro, 5,0 g de mercúrio e 1,0 g de enxofre reagiram, formando 5,8 g do produto, sobrando 0,2 g de enxofre. No segundo experimento, 12,0 g de mercúrio e 1,6 g de enxofre forneceram 11,6 g do produto, restando 2,0 g de mercúrio.

Dados: massas molares: ($g \cdot mol^{-1}$), mercúrio (Hg): 200, enxofre (S): 32.

FRENTE 2

a) Mostre que os dois experimentos estão de acordo com a lei da conservação da massa (Lavoisier) e a lei das proporções definidas (Proust).
b) Existem compostos de Hg (I) e de Hg (II). Considerando os valores das massas molares e das massas envolvidas nos dois experimentos citados, verifique se a fórmula do composto formado, em ambos os casos, é HgS ou Hg_2S. Mostre os cálculos.

2. Mackenzie-SP A tabela a seguir, com dados relativos à equação citada, refere-se a duas experiências realizadas. Então podemos afirmar que:

	C + O_2 → CO_2		
1ª experiência	12 g	32 g	X g
2ª experiência	36 g	Y g	132 g

a) X é menor que a soma dos valores das massas dos reagentes da 1ª experiência.
b) X = Y.
c) Y é igual ao dobro do valor da massa de carbono que reage na 2ª experiência.
d) $\frac{32}{Y} = \frac{X}{132}$.
e) Y = 168.

3. Mackenzie-SP Na reação dada pela equação A + B + C, a razão entre as massas de A e B é 0,4. Se 8 g de A forem adicionados a 25 g de B, após a reação verificar-se-á:
a) a formação de 28 g de C, havendo excesso de 5 g de A.
b) um excesso de 4,8 g de A e consumo total da massa de B colocada.
c) a formação de 20 g de C, havendo excesso de 13 g de B.
d) o consumo total das massas de A e B colocadas.
e) um excesso de 5 g de B e consumo total da massa de A colocada.

4. UFPR 2025 Na década de 1920, foi desenvolvida uma lâmpada *flash* usada em fotografia que consistia em um invólucro fechado e transparente preenchido com oxigênio molecular e contendo um filamento de magnésio. Conforme equação química a seguir, a passagem de corrente elétrica provoca a combustão do filamento pelo oxigênio, resultando na forte emissão luminosa.

$$2\ Mg(s) + O_2(g) \rightarrow 2\ MgO(s)$$

Considerando que a massa molar, em gramas por mol, de O é igual a 16 e de Mg é igual a 24, responda ao que se pede.
a) Um fotógrafo pesou essa lâmpada *flash* antes de usá-la e novamente após o uso, quando ela já estava queimada. A massa da lâmpada será maior, menor ou se manterá a mesma, após queimada? Justifique.
b) Considerando a reação química descrita, a pressão interna na lâmpada será maior, menor ou se manterá a mesma, após queimada? Justifique.
c) Considere que o filamento de magnésio possui massa igual a 0,24 g. Levando em conta que a reação consome totalmente o filamento, qual é a massa, em gramas, de óxido de magnésio que será produzida? Mostre os cálculos detalhadamente.
d) Considere que a lâmpada é preenchida com oxigênio molecular puro, e que o filamento e os outros componentes têm volumes desprezíveis. O volume de 1 mol de um gás nas condições descritas é igual a 24 L. Qual é o volume interno, em litros, que essa lâmpada deve ter para comportar a quantidade de oxigênio necessária para queimar todo o filamento (0,24 g)? Mostre os cálculos detalhadamente.

5. Vunesp Quando um objeto de ferro enferruja ao ar, sua massa aumenta. Quando um palito de fósforo é aceso, sua massa diminui. Estas observações violam a Lei da Conservação das Massas? Justifique sua resposta.

6. Uece 2025 A Química é uma Ciência baseada em fatos e comprovações científicas, mas nem sempre isso ocorreu dessa forma. Diversos relatos de desenvolvimento de técnicas químicas são encontrados no decorrer da história da humanidade. Assinale com V ou F conforme seja verdadeiro ou falso o que se afirma a seguir sobre a história da química.

( ) Robert Boyle e Antoine Laurent foram primordiais para a consolidação e transição da Química para o patamar de ciência.
( ) No século XVII (século do Iluminismo) surgiu o fundador da Química Moderna, o italiano Amedeo Avogadro.
( ) Lavoisier contribuiu para a Química com a Lei de Conservação das Massas e com a refutação da teoria do flogístico.
( ) Em 1800, John Dalton lançou o seu modelo atômico que considerava o átomo como uma partícula divisível, entre outros aspectos.

A sequência correta, de cima para baixo, é:
a) V, F, F, F.
b) F, F, V, V.
c) V, F, V, F.
d) V, F, V, V.

7. Mackenzie-SP Adicionando-se 4,5 g de gás hidrogênio a 31,5 g de gás nitrogênio originam-se 25,5 g de amônia, sobrando ainda nitrogênio que não reagiu. Para se obter 85 g de amônia, a quantidade de hidrogênio e de nitrogênio necessária é, respectivamente:
a) 15,0 g e 70,0 g.
b) 10,6 g e 74,4 g.
c) 13,5 g e 71,5 g.
d) 1,5 g e 83,5 g.
e) 40,0 g e 45,0 g.

8. Fuvest-SP Foram misturados 2,00 L de um alcano de m átomos de carbono por molécula e 2,00 L de outro alcano de n átomos de carbono por molécula, ambos gasosos. Esses alcanos podem ser quaisquer dois dentre os seguintes: metano, etano, propano ou butano. Na combustão completa dessa mistura gasosa, foram consumidos 23,00 L de oxigênio. Todos os volumes foram medidos nas mesmas condições de pressão e temperatura.

a) Escreva a equação da combustão completa de um alcano de n átomos de carbono por molécula. Para identificar os dois alcanos que foram misturados, conforme indicado, é preciso considerar a lei de Avogadro, que relaciona o volume de um gás com seu número de moléculas.

b) Escreva o enunciado dessa lei.

c) Identifique os dois alcanos. Explique como chegou a essa conclusão.

9. Cefet-MG 2017 O óxido de cálcio (CaO), cal virgem, reage com o dióxido de carbono (CO_2) produzindo o carbonato de cálcio ($CaCO_3$). Em um laboratório de química, foram realizados vários experimentos cujos resultados estão expressos na tabela a seguir:

Experimento	Massa de óxido de cálcio (g)	Massa de gás carbônico (g)	Massa de carbonato de cálcio (g)
I	5,6	X	10,0
II	Y	22,0	50,0
III	56,0	44,0	Z

Com base na lei de Lavoisier e nos experimentos realizados, conclui-se que

a) $\frac{Y}{X} = 5$

b) $X \cdot Y < Z$

c) $\frac{Z}{5,6} = X \cdot 3,5$

d) $\frac{56}{Y} \cdot \frac{22}{44} = 1$

10. Vunesp Aquecendo-se 21 g de ferro com 15 g de enxofre obtêm-se 33 g de sulfeto ferroso, restando 3 g de enxofre.
Aquecendo-se 30 g de ferro com 16 g de enxofre obtêm-se 44 g de sulfeto ferroso, restando 2 g de ferro.
Demonstrar que esses dados obedecem às leis de Lavoisier (conservação da massa) e de Proust (proporções definidas).

11. Unitau-SP Misturando 2 g de hidrogênio e 32 g de oxigênio em um balão de vidro e provocando a reação entre os gases, obteremos:

Dados: H = 1; O = 16.

a) 32 g de água com 2 g de oxigênio, que não reagiram.

b) 32 g de água com 1 g de oxigênio, que não reagiu.

c) 34 g de água oxigenada.

d) 34 g de água, não restando nenhum dos gases.

e) 18 g de água ao lado de 16 g de oxigênio, que não reagiram.

12. UEL-PR 46,0 g de sódio reagem com 32,0 g de oxigênio formando peróxido de sódio. Quantos gramas de sódio são necessários para se obter 156 g de peróxido de sódio?

a) 23,0 c) 69,0 e) 92,0

b) 32,0 d) 78,0

13. Mackenzie-SP Na síntese de 1,5 litro de amônia, ocorrida a pressão e temperatura constantes, o volume total dos gases que reagem, em litros, é igual a:

a) 4,50 c) 1,50 e) 2,00

b) 3,00 d) 0,75

14. UFRGS Entre as equações químicas a seguir, aquela que não representa uma reação química de acordo com a lei da Conservação da Massa é:

a) $(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow N_2 + Cr_2O_3 + 4\ H_2O$

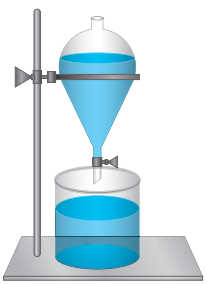
b) $A\ell_2(SO_4)_3 + 6\ NaOH \rightarrow 2\ A\ell(OH)_3 + 3\ Na_2SO_4$

c) $3\ P + 5\ HNO_3 + 2\ H_2O \rightarrow 3\ H_3PO_4 + 5\ NO$

d) $MnO_2 + 2\ HC\ell \rightarrow MnC\ell_2 + 2\ H_2O + C\ell_2$

e) $Ca(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + 2\ H_2O$

15. Fuvest-SP O conjunto esquematizado a seguir contém inicialmente os reagentes A e B separados. Utilizando dois conjuntos desse tipo, são realizados os experimentos 1 e 2, misturando-se A e B, conforme o quadro seguinte.



Experimentos	1	2
Reagente A Solução aquosa de	$AgNO_3$	$HC\ell$
Reagente B Pó de	$NaC\ell$	Na_2CO_3
Produtos	$AgC\ell$ $Na^+(aq)$ $NO_3^-(aq)$	$H_2O(\ell)$ $CO_2(g)$ $Na^+(aq)$ $C\ell^-(aq)$

Designando por I a massa inicial de cada conjunto (antes de misturar) e por F_1 e F_2 suas massas finais (após misturar) tem-se:

a) Exp. 1 $\Rightarrow F_1 = I$, Exp. 2 $\Rightarrow F_2 = I$

b) Exp. 1 $\Rightarrow F_1 = I$, Exp. 2 $\Rightarrow F_2 > I$

c) Exp. 1 $\Rightarrow F_1 = I$, Exp. 2 $\Rightarrow F_2 < I$

d) Exp. 1 $\Rightarrow F_1 > I$, Exp. 2 $\Rightarrow F_2 > I$

e) Exp. 1 $\Rightarrow F_1 < I$, Exp. 2 $\Rightarrow F_2 < I$

16. ITA-SP São feitas as seguintes afirmações a respeito das contribuições do pesquisador francês A. L. Lavoisier (1743-1794) para o desenvolvimento da ciência:

I. Desenvolvimento de um dos primeiros tipos de calorímetros.

II. Participação na comissão responsável pela criação do sistema métrico de medidas.

III. Proposta de que todos os ácidos deveriam conter pelo menos um átomo de oxigênio.

IV. Escolha do nome oxigênio para o componente do ar atmosférico indispensável para a respiração humana.

V. Comprovação experimental da conservação de massa em transformações químicas realizadas em sistemas fechados.

Qual das opções a seguir contém a(s) afirmação(ções) correta(s)?

a) Todas.
b) Apenas I, II, e IV.
c) Apenas II e III.
d) Apenas IV e V.
e) Apenas V.

Cálculo estequiométrico (casos gerais)

17. Famerp-SP 2019 Em águas naturais, a acidez mineral pode ser formada através da oxidação de sulfetos, como indica a equação química a seguir:

$$2\ FeS_2 + 7\ O_2 + 2\ H_2O \rightarrow 2\ FeSO_4 + 2\ H_2SO_4$$

Em uma amostra de água retirada de um rio, foi encontrada uma concentração de $FeSO_4$ igual a 0,02 mol/L. Nesse rio, a massa de FeS_2 dissolvida por litro de água era igual a

a) 0,48 g.
b) 0,24 g.
c) 0,12 g.
d) 2,4 g.
e) 1,2 g.

18. UFPR 2019 O ânion perxenato (XeO_6^{4-}) é um oxidante muito forte, capaz de oxidar Mn(II) a Mn(VII), conforme a equação química abaixo:

$$5\ Na_4XeO_6(aq) + 8\ MnSO_4(aq) + 2\ H_2O(\ell) \rightarrow 5\ Xe(g) + \\ + 8\ NaMnO_4(aq) + 6\ Na_2SO_4(aq) + 2\ H_2SO_4(aq)$$

Além disso, o XeO_6^{4-} é um oxidante limpo, pois não introduz produtos de redução no meio da reação, uma vez que o xenônio formado está na forma de gás.

Um experimento foi realizado na temperatura de 300 K e 100 kPa, em que 16 mol de $MnSO_4$ foram totalmente oxidados por Na_4XeO_6 e todo o gás produzido foi coletado. Nessas condições, o volume de um mol de um gás ideal é igual a 24,9 L.

O volume (em L) de gás coletado nesse experimento foi igual a:

a) 49,8.
b) 125.
c) 199.
d) 249.
e) 398.

19. PUC-Rio O metanol é um álcool utilizado como combustível em alguns tipos de competição automotiva, por exemplo, na Fórmula Indy. A queima completa (ver reação termoquímica abaixo) de 1 L de metanol (densidade 0,80 g · mL^{-1}) produz energia na forma de calor (em kJ) e CO_2 (em gramas) nas seguintes quantidades respectivamente:

$$2\ CH_3OH(\ell) + 3\ O_2(g) \rightarrow 4\ H_2O(\ell) + 2\ CO_2(g);$$
$$\Delta H = -1453\ kJ$$

Dados: considere: $M(CH_3OH) = 32\ g \cdot mol^{-1}$; $M(CO_2) = 44\ g \cdot mol^{-1}$.

a) $18{,}2 \cdot 10^3$ e $1{,}1 \cdot 10^3$
b) $21{,}3 \cdot 10^3$ e $0{,}8 \cdot 10^3$
c) $21{,}3 \cdot 10^3$ e $1{,}1 \cdot 10^3$
d) $18{,}2 \cdot 10^3$ e $0{,}8 \cdot 10^3$
e) $36{,}4 \cdot 10^3$ e $1{,}8 \cdot 10^3$

20. Enem 2020 O crescimento da frota de veículos em circulação no mundo tem levado à busca e desenvolvimento de tecnologias que permitam minimizar emissões de poluentes atmosféricos. O uso de veículos elétricos é uma das propostas mais propagandeadas por serem de emissão zero. Podemos comparar a emissão de carbono na forma de CO_2 (massa molar igual a 44 g mol^{-1}) para os dois tipos de carros (a combustão e elétrico). Considere que os veículos tradicionais a combustão, movidos a etanol (massa molar igual a 46 g mol^{-1}), emitem uma média de 2,6 mol de CO_2 por quilômetro rodado, e os elétricos emitem o equivalente a 0,45 mol de CO_2 por quilômetro rodado (considerando as emissões na geração e transmissão da eletricidade). A reação de combustão do etanol pode ser representada pela equação química:

$$C_2H_5OH(\ell) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(g)$$

Foram analisadas as emissões de CO_2 envolvidas em dois veículos, um movido a etanol e outro elétrico, em um mesmo trajeto de 1 000 km.

CHIARADIA, C. A. *Estudo da viabilidade da implantação de frotas de veículos elétricos e híbridos elétricos no atual cenário econômico, político, energético e ambiental brasileiro*. Guaratinguetá: Unesp, 2015 (adaptado).

A quantidade equivalente de etanol economizada, em quilograma, com o uso do veículo elétrico nesse trajeto, é mais próxima de

a) 50.
b) 60.
c) 95.
d) 99.
e) 120.

21. Unicamp-SP 2021 O Brasil é líder mundial na produção do etanol, que substitui grande parte da gasolina. Um dos fatores a considerar nessa substituição é a geração de CO_2 no processo global de produção e uso. O impacto na etapa final de uso pode ser avaliado por um cálculo simplificado. Por exemplo, um carro médio consome 1000 g de etanol combustível ou 700 g de gasolina comercial para percorrer 10 km. Nessas condições, a queima de 700 g de gasolina comercial leva à formação de 1962 g de CO_2. Assim, nas condições apresentadas, a diferença em massa de dióxido de carbono emitido na combustão, quando se substitui a gasolina comercial por etanol combustível, é de aproximadamente

a) 164 g; a relação estequiométrica $C_2H_6O : O_2$ é de 1 : 3,5.
b) 49 g; a relação estequiométrica $C_2H_6O : O_2$ é de 1 : 3.
c) 164 g; a relação estequiométrica $C_2H_6O : O_2$ é de 1 : 3.
d) 49 g; a relação estequiométrica $C_2H_6O : O_2$ é de 1 : 3,5.

Dados: 1 000 gramas de etanol combustível apresentam 940 g de etanol e 60 g de água; massas molares (g mol^{-1}): $C_2H_6O = 46$; $CO_2 = 44$.

22. UFPR 2024 Investigações da Polícia Federal revelaram que garimpeiros usaram cianeto para extrair ouro em um garimpo ilegal em terras da União. O íon cianeto possui elevada toxicidade e, se despejado no ambiente, é devastador, podendo levar à morte todos os seres vivos num raio de quilômetros. O cianeto de sódio é utilizado para dissolver ouro incrustado

em minérios, num processo com eficiência próxima a 100%, segundo a equação:

$$4\ Au(minério) + 8\ NaCN(aq) + O_2(g) + 2\ H_2O(\ell) \rightarrow$$
$$\rightarrow 4\ Na[Au(CN)_2](aq) + 4\ NaOH(aq)$$

A espécie química solúvel $[Au(CN)_2]^-$ é posteriormente imobilizada sobre carvão ativado, e o ouro é recuperado por redução eletroquímica:

$$[Au(CN)_2]^-(aq) + e^- \rightarrow Au(s) + 2\ CN^-(aq)$$

Dados: massa molar (g mol^{-1}): Au = 197, NaCN = 49.

Considerando a estequiometria das reações, qual é a massa de ouro que se espera extrair, utilizando-se 1 kg de cianeto de sódio?

a) 0,25 kg
b) 0,50 kg
c) 1,0 kg
d) 2,0 kg
e) 4,0 kg

23. Fuvest-SP 2025 Alguns motores de foguetes espaciais usam metano como combustível e oxigênio como comburente. Ambos os compostos são armazenados em estado líquido no próprio foguete, o que permite o seu armazenamento em maior quantidade do que se estivessem no estado gasoso. Sabe-se que o foguete armazena um volume de oxigênio líquido 1,5 vez maior do que de metano líquido e que ambos são completamente consumidos na combustão, conforme a equação $CH_4(\ell) + 2\ O_2(\ell) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(g)$. Nessas condições, é correto afirmar que a razão entre a densidade do metano líquido e a densidade do oxigênio líquido é igual a

a) 0,186.
b) 0,375.
c) 0,75.
d) 1,5.
e) 3.

24. Unicamp-SP 2019 A adição de biodiesel ao diesel tradicional é uma medida voltada para a diminuição das emissões de gases poluentes. Segundo um estudo da FIPE, graças a um aumento no uso de biodiesel no Brasil, entre 2008 e 2011, evitou-se a emissão de 11 milhões de toneladas de CO_2 (gás carbônico).

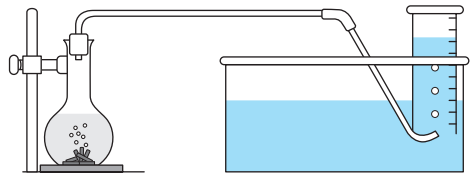
(Adaptado de Guilherme Profeta, "Da cozinha para o seu carro: cúrcuma utilizada como aditivo de biodiesel". Cruzeiro do Sul, 10/04/2018.)

Considerando as informações dadas e levando em conta que o diesel pode ser caracterizado pela fórmula mínima (C_nH_{2n}), é correto afirmar que entre 2008 e 2011 o biodiesel substituiu aproximadamente

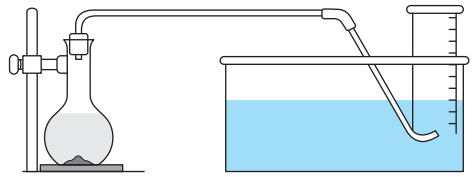
Dados: massas molares em g · mol^{-1}: H = 1, C = 12, O = 16.

a) 3,5 milhões de toneladas de diesel.
b) 11 milhões de toneladas de diesel.
c) 22 milhões de toneladas de diesel.
d) 35 milhões de toneladas de diesel.

25. Fuvest-SP 2024 Para gerar hidrogênio, foi utilizado o aparato ilustrado na figura.



Durante o processo de geração de H_2



Após o processo de geração de H_2

Ao frasco à esquerda adicionou-se uma quantidade pré-determinada de raspas de zinco metálico e ácido clorídrico. Em seguida, o frasco foi fechado com uma rolha conectada a uma tubulação. À medida que o hidrogênio é produzido pela reação $Zn^0(s) + 2\ H^+(g) \rightarrow Zn^{2+}(s) + H_2(g)$, o gás se acumula em uma proveta previamente cheia de água. Dado que a solubilidade do hidrogênio na água é desprezível, o volume ocupado pelo gás na proveta corresponde ao volume de hidrogênio produzido durante a reação.
Considerando que, nas condições do experimento, foram gerados 49,8 mL de hidrogênio, qual a quantidade de Zn metálico, em gramas, que de fato reagiu?

Note e adote: volume molar do gás ideal nas condições do experimento = 24,9 L.
Massa molar do Zn = 65,4 g/mol.

a) 0,07
b) 0,13
c) 0,26
d) 0,29
e) 0,48

26. Fuvest-SP Sob condições adequadas, selênio (Se) e estanho (Sn) podem reagir, como representado pela equação

$$2\ Se + Sn \rightarrow SnSe_2$$

Em um experimento, deseja-se que haja reação completa, isto é, que os dois reagentes sejam totalmente consumidos. Sabendo-se que a massa molar do selênio (Se) é $\frac{2}{3}$ da massa molar do estanho (Sn), a razão entre a massa de selênio e a massa de estanho (mSe : mSn), na reação, deve ser de:

a) 2 : 1
b) 3 : 2
c) 4 : 3
d) 2 : 3
e) 1 : 2

27. UEL-PR 2022 A oxitocina, um hormônio endógeno, é também sintetizada e utilizada como droga terapêutica para estimular o parto, auxiliar a ejeção do leite materno e reduzir a incidência de hemorragia pós-parto. A equação química, não balanceada, de combustão da oxitocina é apresentada a seguir:

$$C_{43}H_{66}N_{12}O_{12}S_2(s) + O_2(g) \xrightarrow{\Delta}$$
$$\xrightarrow{\Delta} CO_2(g) + H_2O(g) + SO_2(g) + N_2(g)$$

FRENTE 2

Considerando a combustão total e estequiométrica da oxitocina com 111,0 mols de gás oxigênio, assinale a alternativa que apresenta, corretamente, a quantidade, em gramas, de dióxido de enxofre produzida.

Dado: massa molar do SO_2 = 64,0 g mol^{-1}.

a) 115
b) 256
c) 3 723
d) 7 101
e) 14 402

28. Unicamp-SP Júlio Verne, famoso escritor de ficção científica do século passado, num de seus romances, narrou uma viagem realizada com um balão cheio de gás aquecido. Para manter o gás aquecido era utilizada uma chama obtida pela combustão de hidrogênio, H_2. O hidrogênio era produzido pela reação de um metal com ácido.

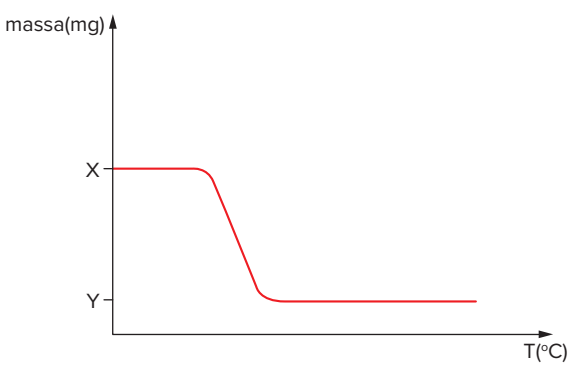
Suponha que o escritor fosse você e que estivesse escrevendo o romance agora. Você sabe que, devido ao pequeno espaço disponível no balão e ao poder de ascensão do mesmo, deve-se transportar o menor volume e a menor massa possíveis.

Considerando os três metais, magnésio, Mg, alumínio, Aℓ, e zinco, Zn, e que a quantidade de hidrogênio para a viagem deve ser a mesma em qualquer dos casos, qual desses metais você escolheria para ser usado na viagem:

Dados: classificação periódica dos elementos e valores a seguir:
Massas atômicas: Mg = 24; Aℓ = 27; Zn = 65.
Densidade (g/cm^3): Mg = 1,7; Aℓ = 2,7; Zn = 7,1.

a) Pelo critério da massa de metal a ser transportada? Justifique.
b) Pelo critério do volume de metal a ser transportado? Justifique.

29. Unifesp O gráfico apresenta a curva da decomposição térmica do oxalato de magnésio, MgC_2O_4. Nessa reação os produtos da decomposição são CO, CO_2 e MgO (massa molar 40 g/mol). Neste gráfico são apresentados os valores da massa da amostra em função da temperatura.



Se a diferença entre as massas X e Y no gráfico for 576 mg, o valor de Y e a porcentagem de perda da massa da reação de decomposição térmica do oxalato de magnésio são, respectivamente:

a) 320 e 35,7%
b) 320 e 64,3%
c) 352 e 39,2%
d) 576 e 35,7%
e) 576 e 64,3%

30. Fuvest-SP O equipamento de proteção conhecido como "*airbag*" usado em automóveis contém substâncias que se transformam, em determinadas condições, liberando N_2 que infla um recipiente de plástico. As equações das reações envolvidas no processo são:

$$2\ NaN_3 \rightarrow 2\ Na + 3\ N_2$$

$$10\ Na + 2\ KNO_3 \rightarrow K_2O + 5\ Na_2O + N_2$$

Dados: volume molar de gás nas condições ambiente (25 L/mol; massa molar do NaN_3: 65 g/mol).

a) Considerando que N_2 é gerado nas duas reações, calcule a massa de azoteto de sódio (NaN_3) necessária para que sejam gerados 80 L de nitrogênio, nas condições ambiente.
b) Os óxidos formados, em contato com a pele, podem provocar queimaduras. Escreva a equação da reação de um desses óxidos com a água contida na pele.

31. Fuvest-SP A conversão biológica do nitrogênio atmosférico em amônia é realizada através do processo cíclico mostrado na figura A. A planta transforma a amônia produzida em peptídios que, quando a planta morre, são oxidados pelo O_2 através de bactérias: figura B.

Figura A:

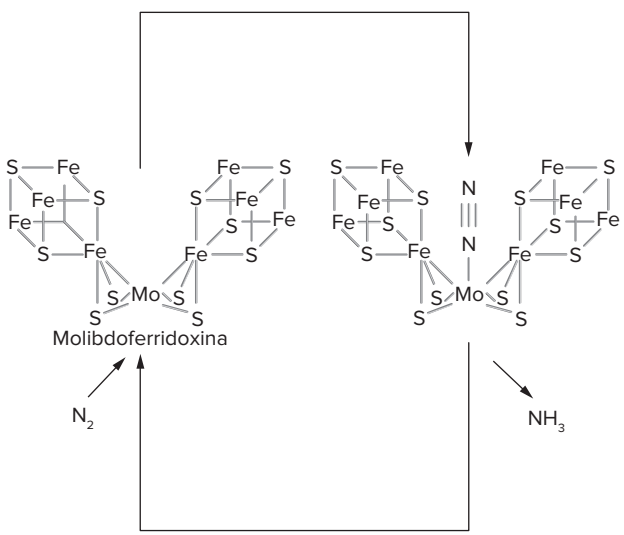
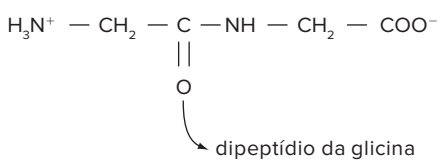


Figura B:



peptídios $\xrightarrow[\text{bactérias}]{O_2}$ amônia + dióxido de carbono + água

a) Admitindo que cada molécula de molibdoferridoxina participa de 10^6 ciclos de conversão, calcule quantos mols de molibdênio são necessários para converter 168 toneladas de nitrogênio.

Dado: massa molar do N_2 = 28 g/mol.

b) Sabendo-se que a oxidação do dipeptídio da glicina libera $5{,}0 \cdot 10^2$ kJ por mol de O_2 consumido, qual a energia liberada na oxidação de um mol de dipeptídio da glicina mostrado na figura B? Justifique.

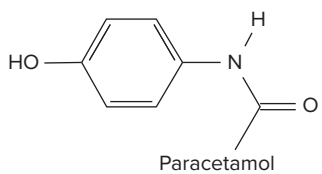
32. Fuvest-SP Composição, em volume, do gás de nafta:

hidrogênio 45%
metano 30%
dióxido de carbono 20%
monóxido de carbono 5%

O gás de nafta distribuído na cidade de São Paulo está sendo gradativamente substituído pelo gás natural (100% metano). A substituição requer troca de queimadores dos fogões e aquecedores para que o fluxo de ar seja o adequado à combustão completa do gás natural.

a) Mostre, por meio de equações químicas e relações volumétricas, que a chama será fuliginosa, devido à combustão incompleta, se a troca dos queimadores não for feita. Neste caso, considere fluxos iguais para o gás de nafta e para o gás natural.
b) Qual é a contribuição do dióxido de carbono para o poder calorífico do gás de nafta?
c) Gás de nafta ou gás natural, qual é o mais tóxico? Justifique.

33. UEG-GO 2019 O acetaminofeno, mais conhecido como paracetamol, é um analgésico antipirético que apresenta a fórmula estrutural a seguir.



Paracetamol

Na combustão completa de 750 mg de paracetamol, a massa de CO_2 formada, em gramas, será de aproximadamente

Dados: M(Paracetamol) = 151 g · mol^{-1}, M(CO_2) = 44 g · mol^{-1}.

a) 1,7
b) 15
c) 18
d) 151
e) 44

34. UFRGS 2018 A decomposição térmica do ácido nítrico na presença de luz libera NO_2, de acordo com a seguinte reação (não balanceada).

$$HNO_3(aq) + H_2O(\ell) + NO_2(g) + O_2(g)$$

Qual o volume gasoso total, nas CNTP, que é liberado quando 6,3 g de HNO_3 são decompostos termicamente?

a) 1,4 L.
b) 2,8 L.
c) 5,6 L.
d) 11,2 L.
e) 22,4 L.

35. Fuvest-SP Um sólido S é decomposto por aquecimento e o produto sólido obtido, ao reagir com água, forma hidróxido de cálcio. Este reage com carbonato de sódio produzindo soda cáustica (NaOH) e regenerando o sólido S que é reciclado. Qual a fórmula de S e sua respectiva massa necessária para iniciar um ciclo de produção de soda cáustica a partir de 1,06 tonelada de carbonato de sódio?

Dados: massas molares (g/mol): C = 12; O = 16; Na = 23; Ca = 40.

Admita em todas as etapas um rendimento de 100%.

a) CaO e 0,56 t
b) CaO e 1,12 t
c) $Ca(OH)_2$ e 1,06 t
d) $CaCO_3$ e 1,00 t
e) $CaCO_3$ e 2,00 t

36. Famerp-SP 2017 O bicarbonato de sódio, $NaHCO_3(s)$, ao ser aquecido, sofre transformação química produzindo carbonato de sódio, $Na_2CO_3(s)$, dióxido de carbono, $CO_2(g)$, e vapor de água, $H_2O(g)$. Considerando um rendimento de 100% para a reação, a massa de carbonato de sódio obtida a partir de 168 g de bicarbonato de sódio é

a) 84 g.
b) 212 g.
c) 106 g.
d) 62 g.
e) 168 g.

Cálculo estequiométrico (casos especiais)

37. Fuvest-SP Um determinado agente antimofo consiste em um pote com tampa perfurada, contendo 80 g de cloreto de cálcio anidro que, ao absorver água, se transforma em cloreto de cálcio diidratado ($CaC\ell_2 \cdot 2\ H_2O$). Em uma experiência, o agente foi mantido durante um mês em ambiente úmido. A cada 5 dias, o pote foi pesado e registrado o ganho de massa (figura 1):

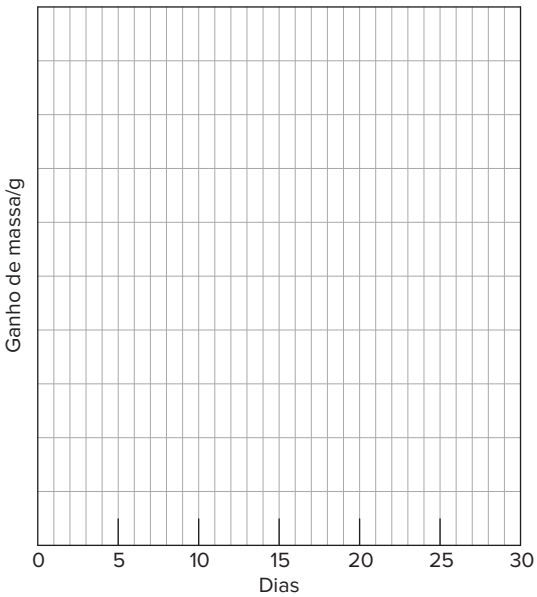
Dados: massas molares (g/mol): água: 18; cloreto de cálcio: 111.

Figura 1

Dias	Ganho de massa/g
0	0
5	7
10	15
15	22
20	30
25	37
30	45

FRENTE 2

Figura 2



a) Construa o gráfico que representa o ganho de massa *versus* o número de dias (figura 2).
b) Qual o ganho de massa quando todo o cloreto de cálcio, contido no pote, tiver se transformado em cloreto de cálcio diidratado? Mostre os cálculos.
c) A quantos dias corresponde o ganho de massa calculado no item anterior? Indique no gráfico da figura 2, utilizando linhas de chamada.

38. **FCMSCSP 2022** O composto silicato de sódio (Na_2SiO_3) é um adesivo inorgânico, denominado vidro líquido, e é produzido a partir da reação entre o carbonato de sódio (Na_2CO_3) e o dióxido de silício (SiO_2) representada na equação:

$$Na_2CO_3(s) + SiO_2(s) \rightarrow Na_2SiO_3(s) + CO_2(g)$$

Em um processo industrial foram inseridos no reator 200 kg da mistura reacional. Após todo o carbonato de sódio ter sido consumido, a massa de sólidos no compartimento reacional era de 156 kg.
Na mistura reacional adicionada ao reator, o percentual de dióxido de silício foi de

a) 65%. c) 88%. e) 94%.
b) 53%. d) 47%.

39. **FCMSCSP 2023** Um compartimento selado, de volume invariável, é preenchido, a 20 °C, com uma mistura dos gases propano (C_3H_8) e oxigênio (O_2) em proporção estequiométrica para reação de combustão completa. Uma faísca é fornecida à mistura gasosa ocasionando a reação de combustão. O volume do líquido formado nessa reação é desprezível em relação ao volume total do compartimento.
Denominando-se P1 a pressão da mistura gasosa inicial, a pressão gasosa no interior do compartimento após a reação de combustão completa (pressão final), medida a 20 °C, é igual a

a) 0,2 · P1. d) 2 · P1.
b) 5 · P1. e) 1 · P1.
c) 0,5 · P1.

40. **UFRGS** O acetileno, gás utilizado em maçaricos, pode ser obtido a partir do carbeto de cálcio (carbureto) de acordo com a equação.

$$CaC_2 + 2\ H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2$$

Utilizando-se 1 kg de carbureto com 36% de impurezas, o volume de acetileno obtido, nas CNTP, em litros, é de aproximadamente?

Dados: massas molares: C = 12 g/mol; Ca = 40 g/mol; H = 1 g/mol.

a) 0,224 c) 26 e) 260
b) 2,24 d) 224

41. **Ufes** O óxido de arsênio III é um composto muito utilizado na fabricação de vidros, inseticidas e herbicidas. Em presença de água, converte-se totalmente no ácido arsenioso (H_3AsO_3). Uma maneira de se determinar o teor do óxido de arsênio III em inseticidas é através da oxidação do ácido arsenioso com permanganato de potássio na presença de ácido sulfúrico, conforme a equação não balanceada a seguir:

$$H_3AsO_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$$
$$\rightarrow H_3AsO_4 + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$$

Em uma amostra de 5,0 g de um inseticida, foram gastos 21,6 mL de uma solução 0,05 mol/L de $KMnO_4$ para transformar todo H_3AsO_3 em H_3AsO_4. Qual a percentagem em massa de óxido de arsênio III na amostra acima?

Dados: massas molares (g/mol): H = 1,0; O = 16,0; S = 32,1; K = 39,1; Mn = 54,9 e As = 74,9.

42. **UFF-RJ** Sabe-se que a pureza do nitrato de amônio (NH_4NO_3) pode ser determinada por meio da reação entre uma solução de sal e uma solução de NaOH. Assim, realizou-se um experimento com uma amostra do nitrato preparado industrialmente. Verificou-se que 0,2041 g do sal foi neutralizado com 24,42 mL de uma solução de NaOH 0,1023 M.
Com base nestas informações, calcule o percentual da pureza da amostra.

43. **EsPCEx-SP 2025** Em atividades militares de campo, podem ser usados aquecedores químicos sem chama para o aquecimento de rações operacionais. O óxido de cálcio – CaO – é um dos principais produtos químicos aproveitados nesses aquecedores. Esse composto químico reage com a água, gerando como produto o hidróxido de cálcio – $Ca(OH)_2$ – além de grande quantidade de calor. Por ser extremamente exotérmico, esse processo pode ser empregado como aquecedor químico para esquentar rações operacionais em atividades militares.
Para o preparo do aquecedor químico sem chamas, cada um dos 50 soldados de um pelotão levou consigo um pote contendo 140 g de óxido de cálcio, com 80% de pureza. Considerando-se o consumo total do reagente de todos os soldados do pelotão e a reação

completa do óxido de cálcio com a água, a massa de produto gerada nessa reação foi de

a) 3 350 g. **c)** 7 400 g. **e)** 9 444 g.
b) 4 566 g. **d)** 8 672 g.

44. Fasm-SP 2016 Em um laboratório químico, foi realizado um estudo da decomposição térmica de duas amostras de carbonato de cálcio de diferentes procedências, de acordo com a reação química:

$$CaCO_3(s) \xrightarrow{\Delta} CaO(s) + CO_2(g)$$

A amostra 1 era uma amostra padrão, constituída de carbonato de cálcio puro. A amostra 2 continha impurezas que não sofriam decomposição na temperatura do experimento. Utilizando aparatos adequados para um sistema fechado, foram determinadas as massas dos sólidos no início da decomposição, e as massas dos sólidos e dos gases resultantes no final da decomposição.
Os valores estão reportados na tabela:

	INÍCIO	FINAL	
Amostra	**Massa de sódio**	**Massa do sólido**	**Massa do gás**
1	40,0 g	*x*	17,6 g
2	25,0 g	16,2 g	8,8 g

a) Determine o valor de *x*. Qual lei ponderal justifica este cálculo: Lei de Lavoisier ou Lei de Proust?
b) Determine o teor percentual de carbonato de cálcio na amostra 2. Apresente os cálculos efetuados.

45. Vunesp Níquel metálico puro pode ser obtido pela decomposição térmica do tetracarbonilníquel, $Ni(CO)_4$. No processo é liberado o mesmo gás tóxico que usualmente provém do escapamento de automóveis.

Dados: massas molares, em (g/mol): Ni = 58,7; C = 12,0; O = 16,0.

a) Escreva a equação química balanceada da decomposição do $Ni(CO)_4$.
b) Calcule a massa de níquel metálico puro, expressa em gramas, que pode ser obtida pela decomposição estequiométrica de 3,414 kg de $Ni(CO)_4$.

46. PUC-PR 2016 O *airbag* é um equipamento de segurança na forma de bolsas infláveis que protege os ocupantes de veículos em caso de acidente e tem como princípio fundamental reações químicas. Esse dispositivo é constituído de pastilhas contendo azida de sódio e nitrato de potássio, que são acionadas quando a unidade de controle eletrônico envia um sinal elétrico para o ignitor do gerador de gás. A reação de decomposição da azida de sódio (NaN_3) ocorre a 300 °C e é instantânea, mais rápida que um piscar de olhos, cerca de 20 milésimos de segundo, e desencadeia a formação de sódio metálico e nitrogênio molecular, que rapidamente inflam o balão do *airbag*. O nitrogênio formado na reação é um gás inerte, não traz nenhum dano à saúde, mas o sódio metálico é indesejável. Como é muito reativo, acaba se combinando com o nitrato de potássio, formando mais nitrogênio gasoso e óxidos de sódio e potássio, segundo as reações a seguir:

$$NaN_3 \rightarrow Na + N_2$$
$$Na + KNO_3 \rightarrow K_2O + Na_2O + N_2$$

Considerando uma pastilha de 150 g de azida de sódio com 90% de pureza, o volume aproximado de gás nitrogênio produzido nas condições ambientes é de:

Dados: volume molar de gás nas condições ambientes = 25 L/mol e massa molar do NaN_3 = 65 g/mol.

a) 60 L **c)** 79 L **e)** 90 L
b) 75 L **d)** 83 L

47. Enem 2018 As indústrias de cerâmica utilizam argila para produzir artefatos como tijolos e telhas. Uma amostra de argila contém 45% em massa de sílica (SiO_2) e 10% em massa de água (H_2O). Durante a secagem por aquecimento em uma estufa, somente a umidade é removida. Após o processo de secagem, o teor de sílica na argila seca será de

a) 45%. **c)** 55%. **e)** 100%.
b) 50%. **d)** 90%.

48. Enem Em setembro de 1998, cerca de 10 000 toneladas de ácido sulfúrico (H_2SO_4) foram derramadas pelo navio Bahamas no litoral do Rio Grande do Sul. Para minimizar o impacto ambiental de um desastre desse tipo, é preciso neutralizar a acidez resultante. Para isso pode-se, por exemplo, lançar calcário, minério rico em carbonato de cálcio ($CaCO_3$), na região atingida.
A equação química que representa a neutralização do H_2SO_4 por $CaCO_3$, com a proporção aproximada entre as massas dessas substâncias é:

$$\underset{\substack{1\text{ tonelada}\\\text{reage com}}}{H_2SO_4} + \underset{1\text{ tonelada}}{CaCO_3} \rightarrow \underset{\substack{\text{sólido}\\\text{sedimentado}}}{CaSO_4} + H_2O + \underset{\text{gás}}{CO_2}$$

Pode-se avaliar o esforço de mobilização que deveria ser empreendido para enfrentar tal situação, estimando a quantidade de caminhões necessária para carregar o material neutralizante. Para transportar certo calcário que tem 80% de $CaCO_3$, esse número de caminhões, cada um com carga de 30 toneladas, seria próximo de:

a) 100 **c)** 300 **e)** 500
b) 200 **d)** 400

49. UFRJ A diferença de eletronegatividade entre os elementos de um composto químico é um fator determinante para sua classificação como iônico ou covalente, e se relaciona, também, com diversas características de cada composto.

Os sólidos iônicos, por exemplo, são em geral brancos; já os covalentes apresentam cores que aumentam de intensidade de acordo com o aumento do caráter covalente.

Dados: Na = 23 u; S = 32 u; Cd = 112 u.

a) Dentre os compostos sólidos $A\ell_2O_3$, CdS, PbS, $AuC\ell$ e AgF, identifique os que devem apresentar cor branca. Justifique sua resposta.

b) O sulfeto de cádmio (CdS) é um composto sólido que pode ser obtido segundo a reação:

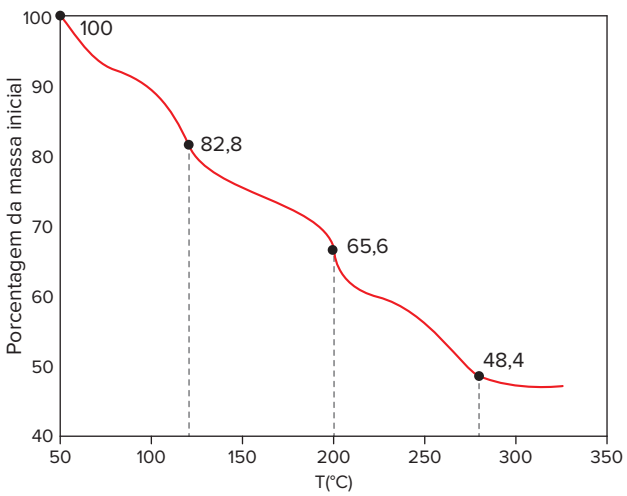
$$Na_2S + Cd(NO_3)_2 \rightarrow CdS + 2\ NaNO_3$$

Supondo que o rendimento da reação é de 75%, calcule a massa de Na_2S necessária para obter-se 54 g de CdS.

50. **Fuvest-SP** O sólido $MgC\ell_2 \cdot 6\ NH_3$ pode decompor-se, reversivelmente, em cloreto de magnésio e amônia. A equação química que representa esse processo é:

$$MgC\ell_2 \cdot 6\ NH_3(s) \underset{}{\overset{\text{aquecimento}}{\rightleftharpoons}} MgC\ell_2(s) + 6\ NH_3(g)$$

Ao ser submetido a um aquecimento lento, e sob uma corrente de nitrogênio gasoso, o sólido $MgC\ell_2 \cdot 6\ NH_3$ perde massa, gradativamente, como representado no gráfico:



As linhas verticais, mostradas no gráfico, delimitam as três etapas em que o processo de decomposição pode ser dividido.

Dados: massa molar (g/mol):
$MgC\ell_2 \cdot 6\ NH_3$ 197
NH_3 17,0

a) Calcule a perda de massa, por mol de $MgC\ell_2 \cdot 6\ NH_3$, em cada uma das três etapas.

b) Com base nos resultados do item anterior, escreva uma equação química para cada etapa de aquecimento.
Cada uma dessas equações deverá representar a transformação que ocorre na etapa escolhida.

Etapa 1	
Etapa 2	
Etapa 3	

c) No processo descrito, além do aquecimento, que outro fator facilita a decomposição do $MgC\ell_2 \cdot 6\ NH_3$? Explique.

51. **Vunesp** A reação entre amônia e metano é catalisada por platina. Formam-se cianeto de hidrogênio e hidrogênio gasosos.

Dados: massas molares, em g/mol: H = 1; C = 12; N = 14.

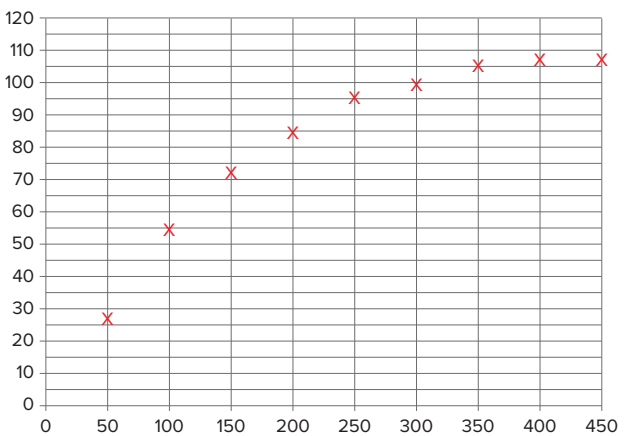
a) Escreva a equação química balanceada da reação.

b) Calcule as massas dos reagentes para a obtenção de 2,70 kg de cianeto de hidrogênio, supondo-se 80% de rendimento da reação.

52. **Fuvest-SP** O 2-bromobutano (líquido) reage com hidróxido de potássio (em solução de água e álcool) formando o 2-buteno (gasoso) e, em menor proporção, o 1-buteno (gasoso):

$$C_4H_9Br + KOH \rightarrow C_4H_8 + KBr + H_2O$$

Numa experiência, 1,37 g de 2-bromobutano e excesso de KOH foram aquecidos a 80 °C. A cada 50 segundos, o volume da mistura de butenos foi determinado, nas condições ambientes, obtendo-se o gráfico a seguir.



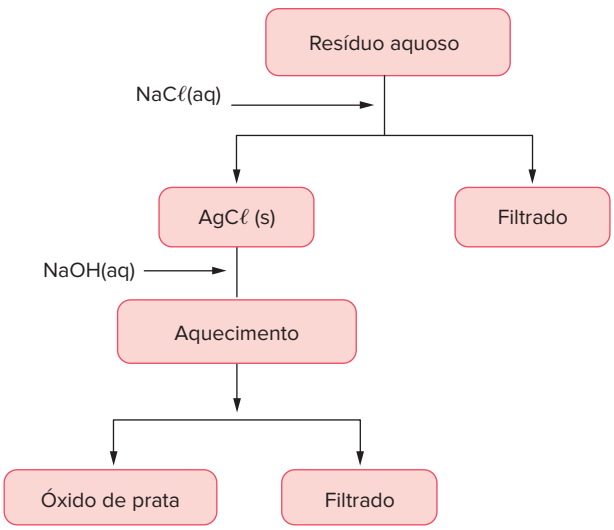
Dados: volume molar de gás nas condições ambientes = 25 L/mol; massa molar do 2-bromobutano = = 37 g/mol.

a) Com esses dados, verifica-se que a conversão do 2-bromobutano na mistura 2-buteno e 1-buteno não foi de 100%. Mostre isso com cálculos.

b) Nas condições da experiência com o 2-bromo-butano ocorreu também reação de substituição. Nesse caso, qual a fórmula estrutural do produto formado?

c) Observando o gráfico anterior, o que se pode afirmar sobre a velocidade da reação quando se comparam seus valores médios ao redor de 100, 250 e 400 segundos? Justifique utilizando o gráfico.

53. Unifesp A prata é um elemento muito utilizado nas indústrias de fotografia e imagem e seu descarte no meio ambiente representa risco para organismos aquáticos e terrestres. Por ser um dos metais com risco de escassez na natureza, apresenta um alto valor agregado. Nesses aspectos, a recuperação da prata de resíduos industriais e de laboratórios associa a mitigação do impacto ambiental à econômica. O fluxograma representa o tratamento de um resíduo líquido que contém íons de prata (Ag^+) e de sulfato (SO_4^{2-}) em meio aquoso.



a) Escreva as equações das reações, devidamente balanceadas, da formação do cloreto de prata e do óxido de prata.

b) No tratamento de um resíduo aquoso que continha 15,6 g de sulfato de prata, foram obtidos 8,7 g de óxido de prata. Calcule o rendimento em Ag_2O deste processo.

54. Fatec-SP O ácido acetilsalicílico, conhecido como "aspirina", é um dos analgésicos mais consumidos. Pode ser produzido pela interação entre ácido salicílico e anidrido acético, conforme mostra a equação a seguir:

$$\underset{\text{ácido salicílico}}{C_7H_6O_3} + \underset{\text{anidrido acético}}{C_4H_6O_3} \rightarrow \underset{\text{"aspirina"}}{C_9H_8O_4} + \underset{\text{ácido acético}}{C_2H_4O_2}$$

A massa de "aspirina" que seria possível produzir a partir de 1,38 tonelada de ácido salicílico, supondo que a transformação ocorra com rendimento de 80%, é:

Dados: massas molares: ácido salicílico = 138 g/mol; "aspirina" = 180 g/mol; 1 tonelada (t) = $1 \cdot 10^6$ g.

a) 1,10 t
b) 1,44 t
c) 180 g
d) 1,38 t
e) 1,80 t

55. FEI-SP O cobre é um metal encontrado na natureza em diferentes minerais. Sua obtenção pode ocorrer pela reação da calcosita (Cu_2S) com a cuprita (Cu_2O) representada a seguir:

$$Cu_2S(s) + 2\ Cu_2O(s) \rightarrow 6\ Cu(s) + SO_2(g)$$

Numa reação com 60% de rendimento, a massa de cobre obtida a partir de 200 g de calcosita com 20,5% de impureza e cuprita suficiente é:

Dados: O = 16 u; S = 32,0 u; Cu = 63,5 u.

a) 58,9 g
b) 98,2 g
c) 228,6 g
d) 381,0 g
e) 405,0 g

56. FEI-SP O clorato de potássio pode ser decomposto termicamente pela equação:

$$2\ KC\ell O_3(s) \rightarrow 2\ KC\ell(s) + 3\ O_2(g)$$

A decomposição total de 9,8 g de $KC\ell O_3$ impurificado por $KC\ell$ produz 2,016 L de O_2 medidos nas condições normais de temperatura e pressão.

Dados: massas atômicas (uma): K = 39; Cℓ = 35,5; O = 16.

Assinale a alternativa falsa:

a) a % de pureza desse clorato é 75%.
b) a massa de $KC\ell$ resultante é 6,92 g.
c) a massa de O_2 produzida é 2,88 g.
d) o número de mols de $KC\ell$ resultante é 0,06.
e) o rendimento da reação é 100%.

57. FGV-SP A presença de íon de fosfato no esgoto descarregado em rios e lagos é muito prejudicial aos ecossistemas aquáticos. É por isso que as estações de tratamento de esgoto mais avançadas incluem um processo de "remoção de fósforo", como mostrado a seguir:

$$H_2PO_4^- + MgO + NH_4^+ + 5\ H_2O \rightarrow Mg(NH_4)PO_4 \cdot 6\ H_2O$$

Uma estação de tratamento de esgoto em uma cidade de tamanho médio processa 50 000 m^3 de esgoto bruto por dia. A análise química do esgoto mostra que contém 30 ppm (partes por milhão) de íon de $H_2PO_4^-$. Partindo-se do pressuposto de que a eficiência da remoção do íon de fosfato é de 90%, quanto $Mg(NH_4)PO_4 \cdot 6\ H_2O$ a estação produz semanalmente?

Dados: massas molares H = 1 g/mol; P = 31 g/mol; O = 16 g/mol; Mg = 24 g/mol; N = 14 g/mol.

a) 3 414 kg
b) 3 793 kg
c) 15,5 toneladas
d) 19,1 toneladas
e) 23,9 toneladas

FRENTE 2

58. **Mackenzie-SP** Relativamente à equação a seguir, que representa, de forma simplificada, a obtenção do ferro a partir da hematita, fazem-se as afirmações a seguir.

$$Fe_2O_3 + 3\ CO \rightarrow 2\ Fe + 3\ CO_2$$

▶ **Dados:** massas molares (g/mol): Fe = 56; O = 16; C = 12.

I. O ferro é obtido por redução da hematita.

II. Ocorre uma reação de adição.

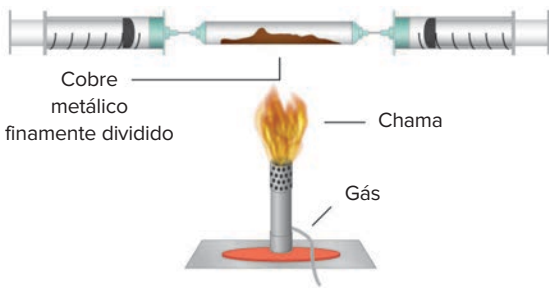
III. Obtêm-se 210 kg de ferro, se for usada uma tonelada de hematita com 40% de pureza e considerando que o rendimento da reação foi de 75%.

IV. No monóxido de carbono ocorre redução.

Dentre as afirmações, somente são corretas:

a) I e II.
b) II e IV.
c) II e III.
d) III e IV.
e) I e III.

59. **UFMG** Considere a montagem, na qual $1{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol de cobre metálico é aquecido no tubo ligado a duas seringas, as quais contêm um total de 100 cm^3 de ar seco, medidos às CNTP. Os êmbolos das seringas são sucessivamente empurrados, de modo a fazer com que o ar circule pelo tubo contendo o cobre:



Observa-se que o cobre se torna negro e que o volume de ar nas seringas diminui. Sabe-se que o ar contém aproximadamente 21% de oxigênio em volume.

1. Indique as evidências que demonstram a ocorrência de uma reação química no sistema considerado.

2. Escreva a equação balanceada da reação, considerando que ela se processou até a oxidação completa do cobre.

3. Sabendo-se que todo o cobre reagiu, determine o volume do ar total contido nas seringas, no final da experiência, medido às CNTP.

60. **Enem 2021** A obtenção de etanol utilizando a cana-de-açúcar envolve a fermentação dos monossacarídeos formadores da sacarose contida no melaço. Um desses formadores é a glicose ($C_6H_{12}O_6$), cuja fermentação produz cerca de 50 g de etanol a partir de 100 g de glicose, conforme a equação química descrita.

$$C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{\text{Fermentação alcoólica}} 2\ CH_3CH_2OH + 2\ CO_2$$

Em uma condição específica de fermentação, obtém-se 80% de conversão em etanol que, após sua purificação, apresenta densidade igual a 0,80 g/mL. O melaço utilizado apresentou 50 kg de monossacarídeos na forma de glicose. O volume de etanol, em litro, obtido nesse processo é mais próximo de

a) 16.
b) 20.
c) 25.
d) 64.
e) 100.

61. **Mackenzie-SP** No ataque a 1,25 g de calcário ($CaCO_3$ impuro), são consumidos 100 mL de ácido sulfúrico 0,1 mol/L. O número de mols de ácido que reagem, a massa de sal que reage e a pureza do calcário são, respectivamente, iguais a:

▶ **Dados:** massas molares: H_2SO_4 = 98 g/mol e $CaCO_3$ = = 100 g/mol.

a) 0,01 mol, 1,125 g e 90%.
b) 0,1 mol, 0,025 g e 20%.
c) 0,01 mol, 1,0 g e 80%.
d) 0,1 mol, 1,25 g e 100%.
e) 0,1 mol, 0,125 g e 80%.

▶ **Dica:** $CaCO_3 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + H_2O + CO_2$

62. **Mackenzie-SP** Sabendo que $2\ C_4H_{10} + 13\ O_2 \rightarrow \rightarrow 8\ CO_2 + 10\ H_2O$, então o volume de ar, medido a 27 °C e 1 atm, necessário para a combustão de 23,2 g de gás butano, é:

▶ **Dados:** 1. Considerar a composição do ar (em volume): 80% de N_2 e 20% de O_2.
2. Constante universal dos gases = 0,082 atm · litro/mol · K.
3. Massa molar do butano = 58 g/mol.

a) 319,8 litros.
b) 116,4 litros.
c) 302,8 litros.
d) 127,9 litros.
e) 80,0 litros.

63. **Fuvest-SP 2022 (Adapt.)** Considere uma determinada amostra de carvão que contém 1% em massa de enxofre. Quando esse carvão é queimado, o enxofre é convertido em dióxido de enxofre pela reação $S(s) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g)$. Para evitar a poluição do ar, este dióxido de enxofre pode ser tratado com óxido de cálcio para formar sulfito de cálcio, como representado pela reação $SO_2(g) + CaO(s) \rightarrow CaSO_3(s)$.

- Calcule a massa diária, em quilogramas, de CaO necessária para tratar o SO_2 em uma usina que consome $3{,}2 \cdot 10^6$ kg de carvão por dia.

▶ **Note e adote:** massas molares (g/mol): O = 16; S = 32; Ca = 40.

64. **Vunesp** As máscaras de oxigênio utilizadas em aviões contêm superóxido de potássio (KO_2) sólido. Quando a máscara é usada, o superóxido reage com o CO_2

exalado pela pessoa e libera O_2, necessária à respiração, segundo a equação química balanceada:

$$4\ KO_2(s) + 2\ CO_2(g) \rightarrow 2\ K_2CO_3(s) + 3\ O_2(g)$$

Dados: massas molares, em g/mol: C = 12; O = 16; K = 39; volume molar dos gases (CNTP) = 22,4 L.

Calcule:

a) a massa de KO_2, expressa em gramas, necessária para reagir com 0,10 mol de CO_2.

b) o volume de O_2 liberado a 0 °C e 760 mm Hg, para a reação de 0,4 mol de KO_2.

65. Fatec-SP 2019 Hidrocarbonetos podem ser usados como combustível, por exemplo o gás but-1-eno. Assinale a alternativa que apresenta a fórmula molecular e a quantidade mínima, em kg, de gás oxigênio necessária para a combustão completa de 5,6 kg desse combustível.

	Fórmula	Massa (kg)
a)	C_3H_6	19,2
b)	C_4H_8	19,2
c)	C_4H_8	3,2
d)	C_3H_6	3,2
e)	C_4H_{10}	19,2

66. UFTM-MG O carbonato de sódio, importante matéria-prima na fabricação de vidros, pode ser produzido a partir da reação do cloreto de sódio, amônia e gás carbônico, processo químico conhecido como processo Solvay. São apresentadas duas etapas desse processo.

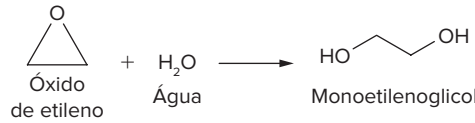
$$\text{Etapa I: } NaC\ell + CO_2 + NH_3 + H_2O \rightarrow$$
$$\rightarrow NaHCO_3 + NH_4C\ell$$

$$\text{Etapa II: } 2\ NaHCO_3 \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$$

Considerando que o rendimento da etapa I é 75% e o da etapa II é 100%, a massa de carbonato de sódio, em kg, que pode ser produzida a partir de 234 kg de cloreto de sódio é:

a) 159.
b) 212.
c) 283.
d) 318.
e) 424.

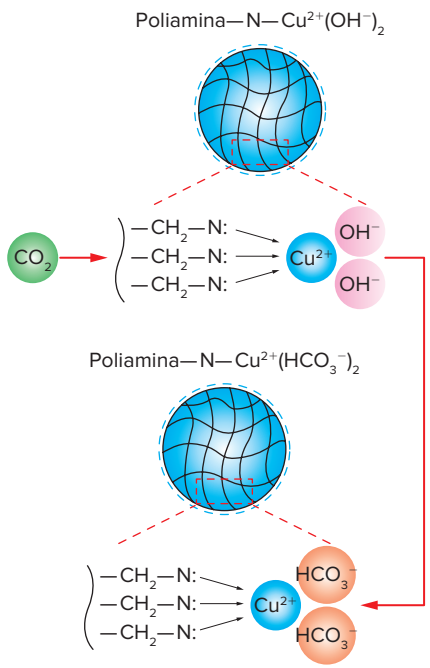
67. Unifesp 2023 O monoetilenoglicol (massa molar = = 62 g/mol), também conhecido como MEG ou simplesmente etilenoglicol, é amplamente utilizado como anticongelante automotivo e é obtido pela reação entre óxido de etileno (massa molar = 44 g/mol) e água, conforme a equação:



a) Escreva a fórmula estrutural plana do monoetilenoglicol e identifique a sua função orgânica.

b) Calcule a massa de óxido de etileno, em kg, necessária para produzir 620 kg de monoetilenoglicol, considerando que a água está em excesso e que o rendimento da reação é de 90%.

68. Unicamp-SP 2024 No início de 2023, um grupo de pesquisadores estudou o desenvolvimento de uma poliamina sólida contendo cobre, capaz de adsorver CO_2 na fase gasosa e em baixas concentrações. A figura a seguir mostra o esquema de adsorção com a representação do sólido:



De acordo com os autores do estudo, 1 kg de poliamina contendo cobre é capaz de adsorver até 5 mols de CO_2, uma quantidade bem superior ao que se conhece até então. Com base nessas informações, pode-se concluir que a porcentagem em massa de cobre no sólido é cerca de

a) 16% e que 1 kg do sólido é capaz de absorver até 110 g de gás carbônico.

b) 32% e que 1 kg do sólido é capaz de absorver até 110 g de gás carbônico.

c) 16% e que 1 kg do sólido é capaz de absorver até 220 g de gás carbônico.

d) 32% e que 1 kg do sólido é capaz de absorver até 220 g de gás carbônico.

69. Unicamp-SP Com a intenção de proteger o motorista e o passageiro de lesões corporais mais graves, em muitos países já é obrigatório, em automóveis, o dispositivo chamado de "*air bag*". Em caso de acidente, um microprocessador desencadeia uma série de

FRENTE 2

reações químicas que liberam uma certa quantidade de nitrogênio, $N_2(g)$, que infla rapidamente um balão plástico situado à frente dos ocupantes do automóvel. As reações químicas que ocorrem nesse processo estão representadas pelas seguintes equações:

Equação 1:

$$2\ NaN_3(s) \rightarrow 2\ Na(s) + 3\ N_2(g)$$

Equação 2:

$$10\ Na(s) + 2\ KNO_3(s) \rightarrow 5\ Na_2O(s) + K_2O(s) + N_2(g)$$

Equação 3:

$$K_2O(s) + Na_2O(s) + SiO_2(s) = \text{silicato alcalino (vidro)}$$

No caso de acionamento do sistema de segurança descrito, supondo que o volume do saco plástico, quando totalmente inflado, seja de 70 litros e que, inicialmente, houvesse 2,0 moles de NaN_3 e 2,0 moles de KNO_3, então:

a) Qual será a pressão do gás (em kPa), dentro do balão, quando este estiver totalmente inflado? Considere a temperatura como sendo 27 °C.

Dados: $R = 8{,}3\ kPa\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}$; kPa = quilopascal.

b) Supondo-se que o processo envolvesse apenas as reações representadas pelas equações 1 e 2, qual seria a massa total de substâncias sólidas restantes no sistema?

Dados: massas molares: $KNO_3 = 101{,}1\ g \cdot mol^{-1}$; $Na_2O = 62\ g \cdot mol^{-1}$; $K_2O = 94{,}2\ g \cdot mol^{-1}$.

70. **Fuvest-SP** A oxidação da amônia (NH_3) com oxigênio, alta temperatura e na presença de catalisador, é completa, produzindo óxido nítrico (NO) e vapor de água. Partindo de amônia e oxigênio, em proporção estequiométrica, qual a porcentagem (em volume) de NO na mistura gasosa final?

a) 10% **c)** 30% **e)** 50%
b) 20% **d)** 40%

71. **Unesp 2018** O cloreto de cobalto(II) anidro, $CoC\ell_2$, é um sal de cor azul, que pode ser utilizado como indicador de umidade, pois torna-se rosa em presença de água. Obtém-se esse sal pelo aquecimento do cloreto de cobalto(II) hexa-hidratado, $CoC\ell_2 \cdot 6\ H_2O$, de cor rosa, com liberação de vapor de água.

$$\text{sal hexa-hidratado (rosa)} \xrightarrow{\text{aquecimento}} \text{sal anidro (azul)} + \text{vapor de água}$$

A massa de sal anidro obtida pela desidratação completa de 0,1 mol de sal hidratado é, aproximadamente,

a) 11 g. **c)** 24 g. **e)** 240 g.
b) 13 g. **d)** 130 g.

Texto para a questão **72**.

O fosgênio é um gás extremamente venenoso, tendo sido usado em combates durante a Primeira Guerra Mundial como agente químico de guerra. É assim chamado porque foi primeiro preparado pela ação da luz do Sol em uma mistura dos gases monóxido de carbono (CO) e cloro ($C\ell_2$), conforme a equação balanceada da reação descrita a seguir:

$$CO(g) + C\ell_2(g) \rightarrow COC\ell_2(g)$$

72. **EsPCEx-SP** Em um reator foram dispostos 560 g de monóxido de carbono e 355 g de cloro. Admitindo-se a reação entre o monóxido de carbono e o cloro com rendimento de 100% da reação e as limitações de reagentes, a massa de fosgênio produzida é de

Dados: massas atômicas: C = 12 u; $C\ell$ = 35,5 u; O = 16 u.

a) 228 g **c)** 654 g **e)** 928 g
b) 495 g **d)** 832 g

73. **Unicid-SP 2017** Em uma aula experimental, uma estudante misturou 40 mL de uma solução aquosa 0,55 mol/L de $Pb(NO_3)_2$ com 50 mL de uma solução aquosa 1,22 mol/L de $HC\ell$. Ela observou a formação de um precipitado branco, que foi separado e colocado para secar. Ao final do processo, a estudante determinou que a massa do sólido era 5,12 g.

a) Escreva a equação completa da reação que ocorreu e indique o produto que corresponde ao sólido branco.
b) Calcule o rendimento da reação, sabendo que para cada 331 g de $Pb(NO_3)_2$ reagem 73,0 g de $HC\ell$.

74. **Fuvest-SP** Em três balanças aferidas, A, B e C, foram colocados três béqueres de mesma massa, um em cada balança. Nos três béqueres, foram colocados volumes iguais da mesma solução aquosa de ácido sulfúrico. Foram separadas três amostras, de massas idênticas, dos metais magnésio, ouro e zinco, tal que, havendo reação com o ácido, o metal fosse o reagente limitante. Em cada um dos béqueres, foi colocada uma dessas amostras, ficando cada béquer com um metal diferente. Depois de algum tempo, não se observando mais nenhuma transformação nos béqueres, foram feitas as leituras de massa nas balanças, obtendo-se os seguintes resultados finais:

balança A: 327,92 g
balança B: 327,61 g
balança C: 327,10 g

As massas lidas nas balanças permitem concluir que os metais magnésio, ouro e zinco foram colocados, respectivamente, nos béqueres das balanças:

a) A, B e C **d)** B, C e A
b) A, C e B **e)** C, A e B
c) B, A e C

Dados: massa molar em $g \cdot mol^{-1}$:
Mg 24,3
Au 197,0
Zn 65,4

BNCC em foco

EM13CNT303

1. O trecho a seguir relata alguns experimentos do cientista Antoine-Laurent de Lavoisier, que em muitos de seus estudos trabalhava em parceria com a esposa, Marie Lavoisier. Leia com atenção.

> Durante anos, ele e madame Lavoisier ocuparam-se de estudos extremamente rigorosos que exigiam medições exatas. Eles descobriram, por exemplo, que um objeto que enferruja não perde peso, como se acreditou por muito tempo; pelo contrário, ganha peso – uma descoberta extraordinária. De algum modo, ao se oxidar, o objeto atraía partículas básicas do ar. Foi a primeira percepção de que a matéria pode ser transformada, mas não eliminada. Se você queimasse este livro agora, sua matéria se transformaria em cinza e fumaça, no entanto a quantidade líquida de matéria no universo continuaria a mesma. Isso se tornou conhecido como a conservação da massa, e foi um conceito revolucionário. [...]
>
> BRYSON, B. *Breve história de quase tudo*. São Paulo: Companhia das Letras, 2005. p. 109.

a) O trecho cita as "partículas básicas do ar" estudadas pelo casal. Considerando os conhecimentos atuais sobre o ar atmosférico e o processo de formação de ferrugem, quais são essas estruturas?

b) O enunciado informal da lei de Lavoisier é: "na natureza, nada se perde, nada se cria, tudo se transforma". Transcreva o trecho do texto que evidencia a aplicação dessa teoria.

EM13CNT303

2. A glicose é um importante componente da sacarose, a substância a que nos referimos quando falamos de açúcar. O açúcar tem nomes específicos segundo sua fonte, como açúcar de cana, açúcar de beterraba e açúcar de milho. Apresenta-se também em muitas variações: mascavo, branco, cristal, de confeiteiro, em rama, demerara. A molécula de glicose, presente em todos esses tipos de açúcar, é bastante pequena. Tem apenas seis átomos de carbono, seis de oxigênio e 12 de hidrogênio: no total, o mesmo número de átomos encontrados na molécula responsável pelos sabores da noz-moscada e do cravo-da-índia. Mas, exatamente como nessas moléculas de condimentos, é o arranjo espacial dos átomos da molécula de glicose (e de outros açúcares) que resulta no sabor – um doce sabor.

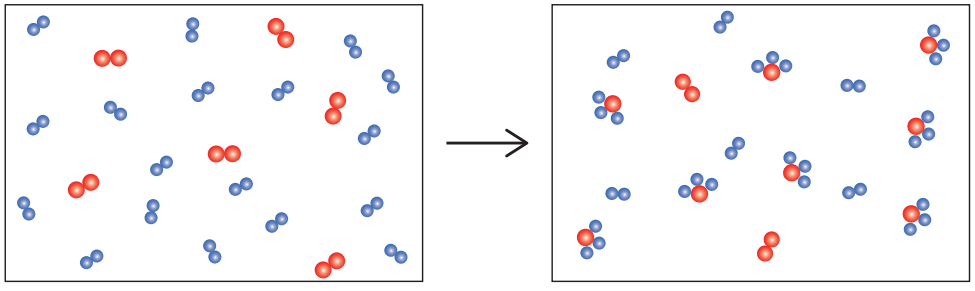
LE COUTEUR, Penny; BURRESON, Jay. *Os botões de Napoleão*: as 17 moléculas que mudaram a história. Rio de Janeiro: Zahar, 2006. p. 54.

a) Segundo o texto, qual é a fórmula molecular da glicose?

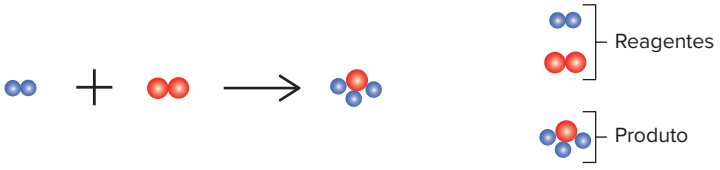
b) Ao ler esse trecho, um estudante fez a seguinte afirmação: "Se queimarmos 10 g de glicose, teremos a mesma quantidade de CO_2 gerada ao queimar 10 g da molécula responsável pelo sabor da noz-moscada". Esse aluno está correto? Justifique sua resposta.

EM13CNT302

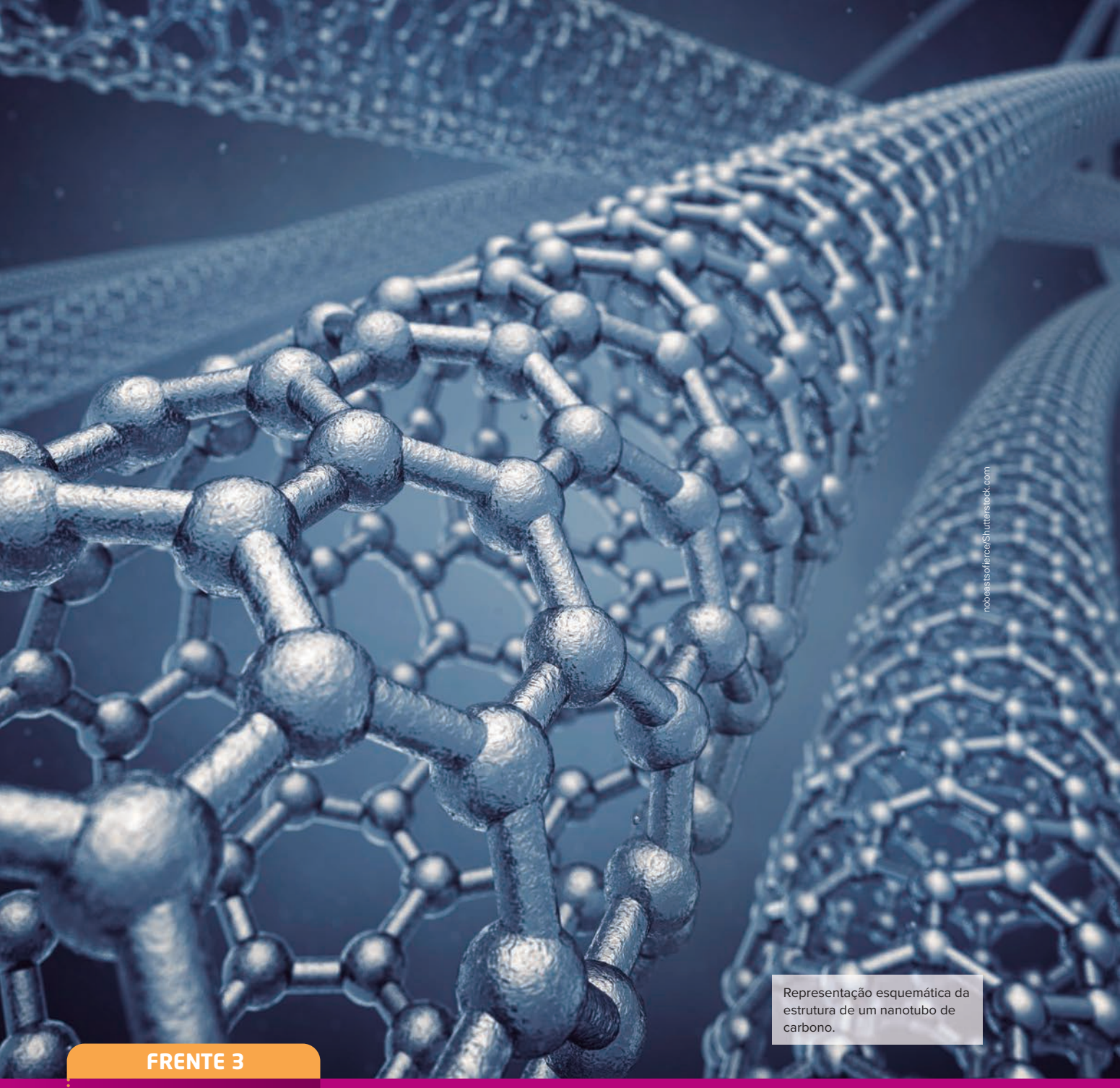
3. Observe atentamente as representações a seguir:



As imagens ilustram a ocorrência de uma reação química, com formação de uma nova molécula. A reação não balanceada a seguir indica os reagentes e o produto formado:



Com base nesses dados, calcule o rendimento de reação.



nobeastsofierce/Shutterstock.com

Representação esquemática da estrutura de um nanotubo de carbono.

FRENTE 3

CAPÍTULO

1

Teoria atômico-molecular

No início do século XIX, os cientistas começaram a falar de átomos de maneira mais técnica e científica, entretanto não podiam ver essas estruturas. Então, diversas perguntas passaram a intrigá-los: qual seria o tamanho dos átomos? E a massa?

Na imagem, é representada a estrutura de um nanotubo de carbono, fruto do desenvolvimento de uma nova área do conhecimento, chamada nanotecnologia, que se apresenta como uma das conquistas recentes da manipulação em nível atômico. A parte da Química que estuda o tamanho e a massa dos átomos é a teoria atômico-molecular.

Introdução

Os átomos e as moléculas começaram a ser visualizados em razão do desenvolvimento da microscopia de alto nível. Entretanto, essa é uma conquista recente da ciência. No início do século XIX, quando John Dalton publicou a sua teoria atômica, falava-se apenas que os átomos seriam estruturas muito pequenas, mas não se sabia nada de concreto a respeito de seu tamanho. As massas que eram medidas no começo eram relativas, ou seja, sabia-se quantas vezes um átomo era mais pesado do que outro, mas não a massa absoluta, de nenhum dos dois.

A teoria atômico-molecular é a parte da Química que estuda o tamanho e a massa dos átomos. Ao longo do capítulo, esse tema será organizado nos seguintes tópicos:

- Unidade de massa atômica;
- Massa atômica (MA);
- Massa molecular (MM);
- Massa molar (M);
- Quantidade de matéria ou número de mols (n).

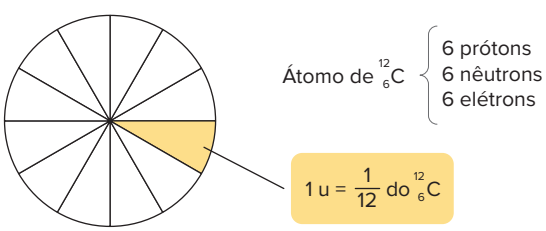
Unidade de massa atômica

Há inúmeras unidades de medida de massa: grama, arroba, libra, tonelada e quilograma, entre outras. Muitas pessoas acreditam que seria mais conveniente utilizar apenas uma unidade de medida das massas, pois não haveria a necessidade de conversão entre as unidades. Porém, isso não se mostraria muito adequado, pois existem unidades grandes para que sejam medidas massas grandes e unidades pequenas para massas pequenas. Seria inapropriado, por exemplo, medir a massa de um planeta em gramas ou a de uma formiga em toneladas. Da mesma forma, não seria adequado medir a massa de um átomo em gramas, uma vez que um átomo tem massa bastante inferior a 1 grama. Para se ter uma ideia, por meio do conhecimento já adquirido, sabemos que a massa de 1 átomo de oxigênio vale $2{,}657 \cdot 10^{-23}$ gramas.

Portanto, para medir a massa dos átomos, era preciso definir uma unidade de medida que fosse pequena o suficiente para determinar a massa de entes tão diminutos. Foi assim que surgiu a **unidade de massa atômica**, cuja unidade é **u**, também chamada atualmente de **Dalton**, cuja unidade é **Da**. Ela é definida da seguinte maneira:

> Unidade de massa atômica é a massa de $\frac{1}{12}$ do isótopo 12 do carbono.

A figura a seguir mostra esquematicamente a representação da unidade de massa atômica.



Definição de 1 unidade de massa atômica a partir do isótopo 12 do carbono.

Sobre a unidade de massa atômica, podem ser feitas as seguintes observações:

- Ela foi adotada como referência mundial em 1961 por físicos e químicos. Entretanto, antes de admitir o carbono-12 como padrão, outros átomos foram utilizados: primeiramente, foi proposto por John Dalton, em 1803, que o hidrogênio fosse adotado como tendo massa relativa igual a 1, por ser o átomo mais leve de todos; 100 anos depois, em 1903, Ostwald sugeriu que o padrão fosse modificado para o oxigênio-16, o que perdurou até 1961.
- Como a massa de um elétron é desprezível quando comparada à de um próton ou à de um nêutron, e como as massas do próton e do nêutron são aproximadamente as mesmas, a unidade de massa atômica é praticamente igual à massa de um próton ou à de um nêutron. Mais precisamente, temos:

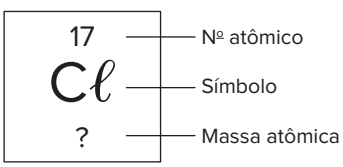
$$m_{próton} = 1{,}0073 \text{ u}$$
$$m_{nêutron} = 1{,}0087 \text{ u}$$

Dessa forma, quando se diz que um átomo tem massa 23 u, por exemplo, significa que tem 23 vezes mais massa do que a unidade de massa atômica. Antes de explicitarmos a real dimensão da unidade de massa atômica, vale lembrar desde já que é uma unidade minúscula de massa.

Massa atômica (MA)

As massas dos átomos começaram a ser medidas com mais precisão por meio de um aparelho de funcionamento complexo, chamado **espectrômetro de massa**. O primeiro espectrômetro foi desenvolvido em 1918, e foi com a precisão alcançada por esses equipamentos que os cientistas da época descobriram que átomos do mesmo elemento poderiam ter massas diferentes. Esses átomos passaram a ser chamados de **isótopos**. Com essa descoberta, surgiu a dúvida de qual massa se atribuiria ao elemento com mais de um isótopo.

No caso do elemento cloro, foram encontrados os isótopos de massas 35 u e 37 u. O primeiro tinha uma ocorrência de 75%; e o segundo, 25%, em número de átomos. Portanto, qual seria a massa atômica do elemento cloro?



Representação do elemento cloro na tabela periódica.

A massa atômica do elemento cloro não pode ser 35 u, pois isso significaria ignorar a existência do isótopo de massa 37 u. Do mesmo modo, a massa atômica do elemento cloro não pode ser 37 u. Também não é possível atribuir o valor 36 u, pois há mais átomos de cloro de massa 35 u do que de massa 37 u. Portanto, a massa atômica deve ser um número que leve em consideração a existência de todos os isótopos do elemento e que considere as diferenças de abundância entre eles na natureza. A média que leva todos esses fatores em consideração é a média ponderada. Assim, se um elemento tiver isótopos de massas M_1, M_2, M_3 (...), com abundâncias em número de átomos

dadas pelas porcentagens P_1, P_2, P_3 (...), então a massa atômica (MA) do elemento é dada pela seguinte expressão:

$$MA = \frac{M_1 \cdot P_1 + M_2 \cdot P_2 + M_3 \cdot P_3 + \ldots}{P_1 + P_2 + P_3 + \ldots}$$

Exercícios resolvidos

1. O elemento cloro tem isótopos de massas 35 u e 37 u. A abundância do isótopo 35 u na natureza é de 75%, e o restante dos átomos pertence ao isótopo 37 u. Qual é a massa atômica do elemento químico cloro?

Resolução:

A massa atômica de um elemento é dada por:

$$MA = \frac{M_1 \cdot P_1 + M_2 \cdot P_2 + M_3 \cdot P_3 + \ldots}{P_1 + P_2 + P_3 + \ldots}$$

$$MA = \frac{35 \cdot 75\% + 37 \cdot 25\%}{75\% + 25\%} \Rightarrow MA = 35{,}5 \text{ u}$$

2. O elemento cobre tem isótopos de massas 63 u e 65 u. A massa atômica do elemento químico cobre vale 63,5 u. Qual é a abundância dos isótopos do cobre na natureza?

Resolução:

A massa atômica de um elemento é dada por:

$$MA = \frac{M_1 \cdot P_1 + M_2 \cdot P_2 + M_3 \cdot P_3 + \ldots}{P_1 + P_2 + P_3 + \ldots} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 63{,}5 = \frac{63 \cdot P_1 + 65 \cdot P_2}{100\%} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 63 \cdot P_1 + 65 \cdot P_2 = 6\,350\%$$

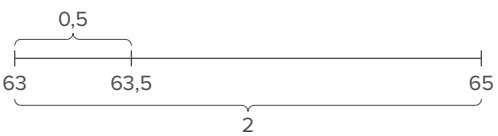
Mas $P_1 + P_2 = 100\%$. Multiplicando essa equação por -63 e fazendo um sistema dela com a primeira, temos:

$$\begin{cases} 63 \cdot P_1 + 65 \cdot P_2 = 6\,350\% \\ -63 \cdot P_1 - 63 \cdot P_2 = -6\,300\% \end{cases} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 2 \cdot P_2 = 50\% \therefore P_2 = 25\%$$

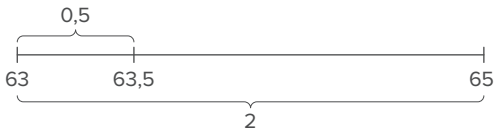
A porcentagem do primeiro isótopo é o quanto falta para perfazer 100%. Portanto, $P_1 = 75\%$.

Para esse tipo de problema com dois isótopos, há um artifício que pode facilitar a resolução com base na proporcionalidade de segmentos. Veja o esquema.



- Nas pontas dos segmentos, escreva as massas dos dois isótopos.
- No meio, escreva a massa atômica, que é a média ponderada.
- A diferença entre a massa atômica e a menor massa dividida pela diferença entre as massas dos isótopos é a porcentagem do isótopo de maior massa.

Para o elemento cobre, temos:



$$P_{Cu^{65}} = \frac{0{,}5}{2} = 0{,}25 \text{ ou } 25\%$$

3. O elemento químico magnésio tem massa atômica igual a 24,3 g/mol. Os isótopos do magnésio têm massas 24 u, 25 u e 26 u.

a) Qual é o isótopo mais abundante?

b) Sabendo que a abundância na natureza do isótopo 25 é de 10%, quais são as abundâncias dos outros dois isótopos?

Resolução:

a) Se a massa atômica for um valor mais próximo do isótopo de massa intermediária, nada se pode afirmar apenas com esses dados. Entretanto, se a massa atômica for mais próxima do isótopo mais leve ou do isótopo mais pesado, então esse isótopo (seja ele o mais leve, seja o mais pesado) será o mais abundante. Portanto, o isótopo mais abundante do magnésio é o de massa 24 u.

b) A massa atômica é dada por:

$$MA = \frac{M_1 \cdot P_1 + M_2 \cdot P_2 + M_3 \cdot P_3}{P_1 + P_2 + P_3} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 24{,}3 = \frac{24 \cdot P_1 + 25 \cdot 10\% + 26 \cdot P_3}{P_1 + 10\% + P_3} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 24 \cdot P_1 + 250\% + 26 \cdot P_3 = 24{,}3 \cdot P_1 + 243\% + 24{,}3 \cdot P_3 \Rightarrow 0{,}3 \cdot P_1 - 1{,}7 \cdot P_3 = 7\%$$

Mas $P_1 + P_3 = 90\%$. Multiplicando essa equação por $-0{,}3$ e fazendo um sistema dela com a primeira, temos:

$$\begin{cases} 0{,}3 \cdot P_1 - 1{,}7 \cdot P_3 = 7\% \\ -0{,}3 \cdot P_1 - 0{,}3 \cdot P_3 = -27\% \end{cases} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow -2 \cdot P_3 = -20\% \therefore P_3 = 10\%$$

A porcentagem do primeiro isótopo é o quanto falta para completar 100%. Portanto, $P_1 = 80\%$.

Atenção

Não é preciso decorar a massa atômica dos elementos químicos. Caso seja necessário utilizar esses dados, qualquer questão fornecerá os valores no próprio enunciado ou na seção de dados que algumas provas disponibilizam.

Massa molecular (MM)

Massa molecular é a massa de uma molécula.

Uma molécula é um ente químico formado por átomos ligados entre si por meio de ligações covalentes, que serão

estudadas com mais detalhes. A massa desse conjunto estável de átomos é a soma das massas dos átomos que o compõem. Observe os exemplos a seguir.

- H_2O:

$\underbrace{H_2}_{2 \cdot 1\,u}\ \underbrace{O}_{1 \cdot 16\,u} = (2 \cdot 1\,u) + (1 \cdot 16\,u) = 18\,u$ (massa molecular)

- H_2SO_4:

$\underbrace{H_2}_{2 \cdot 1\,u}\ \underbrace{S}_{1 \cdot 32\,u}\ \underbrace{O_4}_{4 \cdot 16\,u} = (2 \cdot 1\,u) + (1 \cdot 32\,u) + (4 \cdot 16\,u) =$
$= 98\,u$ (massa molecular)

- $C_{12}H_{22}O_{11}$:

$\underbrace{C_{12}}_{12 \cdot 12\,u}\ \underbrace{H_{22}}_{22 \cdot 1\,u}\ \underbrace{O_{11}}_{11 \cdot 16\,u} = (12 \cdot 12\,u) + (22 \cdot 1\,u) + (11 \cdot 16\,u) =$
$= 342\,u$ (massa molecular)

Quando o composto é iônico (formado por metal e ametal), procede-se do mesmo modo, ou seja, somam-se as massas dos átomos e/ou dos íons. Por mais que corriqueiramente chamemos a massa obtida de massa molecular, o nome formal é **massa fórmula**.

- $A\ell_2(SO_4)_3$:

$\underbrace{A\ell_2}_{2 \cdot 27\,u}(\underbrace{S}_{1 \cdot 32\,u}\ \underbrace{O_4}_{4 \cdot 16\,u})_3 = (2 \cdot 27\,u) + 3 \cdot [(1 \cdot 32\,u) + (4 \cdot 16\,u)] =$
$= 342\,u$ (massa fórmula)

Quando o composto é um sal hidratado, a representação adequada é $X \cdot y\,H_2O$. Como exemplo, temos $CuSO_4 \cdot 5\,H_2O$, $Na_2SO_4 \cdot 10\,H_2O$ e $CoC\ell_2 \cdot 2\,H_2O$. A indicação de que o sal é hidratado se faz por meio do uso do ponto entre a fórmula do sal anidro (sem água) e as águas de hidratação. Esse ponto não deve ser confundido com o sinal de multiplicação, usado em Matemática.

A massa do composto é a massa do composto anidro somada à massa das águas de hidratação.

- $CuSO_4 \cdot 5\,H_2O$:

$\underbrace{Cu}_{1 \cdot 63{,}5\,u}\ \underbrace{S}_{1 \cdot 32\,u}\ \underbrace{O_4}_{4 \cdot 16\,u} . \underbrace{5\,H_2O}_{5 \cdot 18\,u} = (1 \cdot 63{,}5\,u) + (1 \cdot 32\,u) +$
$+ (4 \cdot 16\,u) + (5 \cdot 18\,u) = 249{,}5\,u$ (massa fórmula)

Exercícios resolvidos

4. Há vários graus de hidratação para o cloreto de cálcio. Um de seus sais hidratados possui massa fórmula 183 u. Sabendo que a fórmula geral dos cloretos de cálcio hidratados é $CaC\ell_2 \cdot x\,H_2O$, qual é a fórmula desse composto?

▶ **Dados:** massas atômicas em u: Ca = 40; Cℓ = 35,5; H = 1; O = 16.

Resolução:

Observe o seguinte esquema para o cálculo do número de águas:

$\underbrace{\underbrace{Ca}_{1 \cdot 40\,u}\ \underbrace{C\ell_2}_{2 \cdot 35{,}5\,u}}_{183\,u} \cdot x\underbrace{H_2O}_{x \cdot 18\,u} = (1 \cdot 40\,u) + (2 \cdot 35{,}5\,u) + (x \cdot 18\,u) =$
$= 183\,u \therefore x = 4$

Portanto, a fórmula do composto é $CaC\ell_2 \cdot 4\,H_2O$.

5. O sal cloreto de magnésio, de fórmula $MgC\ell_2$, pode ser composto dos isótopos 24, 25 e 26 do magnésio e dos isótopos 35 e 37 do cloro.
Quais são os possíveis valores de massa fórmula do cloreto de magnésio?

Resolução:

Para o $MgC\ell_2$, podemos ter as seguintes combinações:

Para o ^{24}Mg	Para o ^{25}Mg	Para o ^{26}Mg
Mg + Cℓ + Cℓ	Mg + Cℓ + Cℓ	Mg + Cℓ + Cℓ
24 + 35 + 35 = 94	25 + 35 + 35 = 95	26 + 35 + 35 = 96
24 + 35 + 37 = 96	25 + 35 + 37 = 97	26 + 35 + 37 = 98
24 + 37 + 37 = 98	25 + 37 + 37 = 99	26 + 37 + 37 = 100

Portanto, as massas fórmulas possíveis são 94, 95, 96, 97, 98, 99 e 100 u.

Massa molar (M)

Massa molar é a massa de um mol.

A palavra "molar", de fato, refere-se a 1 mol, cujo conceito ainda será devidamente apresentado. Além disso, o desenvolvimento desse conceito e como os cientistas chegaram a ele são de fundamental importância para compreendê-lo. Portanto, vamos estudar os fatos por partes.

- A palavra "mole" vem do latim e quer dizer "massa, porção". A palavra "molécula" é o diminutivo, em latim, da palavra "mole" e, portanto, significa "pequena massa, pequena porção".
- A expressão "massa molecular" significa a massa de uma pequena porção. No início do século XIX, quando surgiu o termo, não se conhecia a massa absoluta de nenhuma molécula, apenas a relativa, que era medida em relação à unidade de massa atômica (que na época era a massa do átomo de hidrogênio), ou seja, sabia-se quantas vezes uma molécula era mais pesada do que o átomo de hidrogênio, mas não se conhecia, de fato, a massa de nenhum desses entes químicos. Uma balança não seria capaz de acusar uma massa em unidades de massa atômica.
- Definiu-se, então, a massa molar. O termo significa "massa de uma porção", em contraponto à molecular, que era a massa de uma pequena porção. A massa molar foi definida por Amedeo Avogadro como quantas vezes uma espécie era mais pesada do que o átomo de hidrogênio (antiga unidade de massa atômica) e era dada na unidade grama.
- Se a massa atômica é a massa de um único átomo, quantos átomos estariam presentes em uma amostra que contivesse uma massa molar de átomos? Se a massa molecular é a massa de uma única molécula, quantas moléculas estariam em uma amostra que contivesse uma massa molar de moléculas? Então, a quantidade de espécies químicas presentes em uma massa molar passou a ser chamada de **1 mol**.

Esse raciocínio pode ser explicitado por meio da seguinte regra de três:

1 átomo de S —— 32 u
1 mol de átomos de S —— 32 g

Analogamente:

1 molécula de H_2O —— 18 u
1 mol de moléculas de H_2O —— 18 g

Assim, para qualquer ente químico em que se aplicasse essa regra de três, a pergunta final seria sempre a mesma: quantas espécies químicas existem na quantidade de 1 mol?

A resposta a essa pergunta é muito mais rica do que se pode imaginar em um primeiro momento. Compreender quanto vale 1 mol fornece a dimensão real da massa e do tamanho de um átomo, de uma molécula ou de um íon. Além disso, o resultado da regra de três mostrada anteriormente nos apresenta a seguinte relação matemática:

$$1\ g = 1\ mol\ u$$

Gramas e unidades de massa atômica são unidades diferentes de uma mesma grandeza. E, assim como em qualquer situação similar, existe um fator de conversão entre elas. Por exemplo, calorias e joules são unidades de calor, e 1 cal = 4,18 J; km/h e m/s são unidades de velocidade, e 1 m/s = 3,6 km/h. Portanto, há um fator que converte unidade de massa atômica em grama, e esse fator é o mol. Uma vez que se conheça a quantidade de 1 mol, passa-se a conhecer a real dimensão de uma unidade de massa atômica.

Esses pensamentos e estudos de Amedeo Avogadro seriam concluídos quando o valor de 1 mol fosse determinado, mas o cientista faleceu antes de obter êxito.

Saiba mais

C. Sentier/Edgar Fahs Smith collection

Retrato de Amedeo Avogadro.

Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro nasceu em Turim (Itália) no ano de 1776 e morreu em 1856, aos 79 anos, na mesma cidade. Foi nobre (conde), advogado, físico, químico e matemático. Contribuiu muito para a ciência, principalmente a Química, por ter compartilhado suas ideias sobre massa molar e distinção entre átomos e moléculas, por ter determinado a fórmula da água e por ter sido um dos principais colaboradores na determinação do tamanho e da massa dos entes químicos. Faleceu 9 anos antes da primeira determinação da quantidade mol, que foi realizada por Loschmidt em 1865.

Em 1865, por meio da teoria cinética dos gases e dos estudos prévios de Maxwell, o austríaco Josef Loschmidt determinou, pela primeira vez, de maneira indireta, a quantidade de 1 mol. O valor encontrado foi:

$$1\ mol = 6{,}02 \cdot 10^{23}$$

Assim, podemos concluir, a partir do que foi exposto anteriormente, que:

- em 32 g de uma amostra de enxofre, há $6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos de enxofre;
- em 18 g de uma amostra de água, há $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas de água;
- em 1 g, há $6{,}02 \cdot 10^{23}$ u.

A quantidade de $6{,}02 \cdot 10^{23}$ é imensa. Para se ter uma ideia, com 1 mol de grãos de arroz, é possível alimentar a atual população mundial por milhões de anos. Com 1 mol de tijolos, é possível construir mais de uma reprodução maciça do tamanho da Terra inteira. Essa é uma quantidade muito difícil de dimensionar por ser bastante grande, mas é só um número como outro qualquer, que recebeu um nome especial (mol) por ser notável. Assim como uma dúzia vale 12, uma dezena vale 10 e uma centena vale 100, um mol vale $6{,}02 \cdot 10^{23}$.

Até o dia 7 de janeiro de 2018, definia-se mol da seguinte maneira:

> 1 mol é a quantidade de átomos contidos em uma amostra de 0,012 kg do isótopo 12 do carbono.

A partir do dia 8, uma determinação da IUPAC, em revista de publicação própria, passou a definir mol da seguinte forma:

> 1 mol é a quantidade exata de $6{,}02214076 \cdot 10^{23}$ entidades químicas elementares.

É conveniente aproximarmos esse valor para:

$$1\ mol = 6 \cdot 10^{23}$$

Em homenagem ao trabalho de Avogadro, o valor de 1 mol passou a ser chamado de número de Avogadro.

É importante sabermos que existem diferenças conceituais grandes entre massa atômica, massa molecular, massa molar e mol. O quadro a seguir mostra essas diferenças.

Espécie química	Massa atômica	Massa molecular	Massa fórmula	Massa molar
H_2O	–	18 u	–	18 g
$NaC\ell$	–	–	58,5 u	58,5 g
S	32 u	–	–	32 g
H_2SO_4	–	98 u	–	98 g

Comparação entre os diferentes tipos de massa envolvendo entes químicos.

Nesse quadro, note:

- H_2O e H_2SO_4 são moléculas (compostos formados por ametais e hidrogênio), e a designação apropriada para a massa de 1 molécula é massa molecular. O valor é dado em u, já que a molécula é um ente químico bastante pequeno e tem, portanto, massa muito reduzida.

- NaCℓ é um composto iônico (formado por metal e ametal), e a designação para a massa de um composto iônico é massa fórmula. O valor é dado em u, já que uma única fórmula de um composto iônico é um ente químico formado por dois íons (um cátion e um ânion, nesse caso) e tem, portanto, massa muito pequena.
- S é um átomo, e a designação para a massa de um átomo é massa atômica. O valor é dado em u, já que um único átomo é um ente químico bastante pequeno e tem, portanto, massa muito pequena.
- A massa molar é a massa de 1 mol de espécies (átomos, moléculas ou íons). Portanto, é a massa atômica, molecular ou molar multiplicada por $6{,}02 \cdot 10^{23}$.

  Sendo assim:

$$\underbrace{M_{H_2O}}_{\text{massa de 1 mol de moléculas}} = 6 \cdot 10^{23} \cdot \underbrace{MM_{H_2O}}_{\text{massa de 1 molécula}} \Rightarrow \underbrace{M_{H_2O}}_{\text{massa de 1 mol de moléculas}} = 6 \cdot 10^{23} \cdot \underbrace{18\ u}_{\text{massa de 1 molécula}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \underbrace{M_{H_2O}}_{\text{massa de 1 mol de moléculas}} = 18 \cdot \underbrace{6 \cdot 10^{23}\ u}_{1\ g} \Rightarrow \underbrace{M_{H_2O}}_{\text{massa de 1 mol de moléculas}} = 18\ g \text{ ou } 18\ g/mol$$

O mesmo vale para todos os casos da tabela; ou seja, para converter a massa atômica, a massa molecular ou a massa fórmula em massa molar, basta trocarmos a unidade de massa atômica (u) por grama (g) ou grama por mol (g/mol).

Número de mols (n)

Assim como dúzia e número de dúzias, mol e número de mols são conceitos distintos. A dúzia é a designação do número 12, e o número de dúzias depende da quantidade que se tem. Por exemplo, se em uma prateleira há 48 barras de chocolate, a dúzia vale 12, mas o número de dúzias vale 4. Dessa forma, o mol é a designação do número $6{,}02 \cdot 10^{23}$, mas o número de mols depende da quantidade de entes químicos que se tem. Para calcular o número de mols de uma espécie, basta fazer a seguinte regra de três:

$$\begin{matrix} M \text{ —— } 1\ mol \\ m \text{ —— } n \end{matrix} \Rightarrow n = \frac{m}{M}$$

Se **M** é a massa de 1 mol, a massa genérica **m** de uma amostra está na mesma proporção para um número de mols genérico **n**.

Exercícios resolvidos

6. Um copo de água convencional tem 250 mL. A densidade da água líquida é de 1 g/mL. Qual é o número de mols de moléculas de água nessa amostra?

Dados: massas molares em g/mol: H = 1; O = 16.

Resolução:

Cálculo da massa de água no copo:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow 1\ g/mL = \frac{m}{250\ mL} \therefore m = 250\ g$$

Cálculo do número de mols de moléculas de água:

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = \frac{250\ g}{18\ g/mol} \therefore n = 13{,}89\ mol$$

7. Uma amostra de H_2SO_4 tem 196 g. Pergunta-se:

a) Qual é o número de mols de moléculas?
b) Qual é o número de mols de átomos?
c) Qual é o número de moléculas?
d) Qual é o número de átomos?

Dados: massas molares em g/mol: H = 1; S = 32; O = 16.

Resolução:

a) Como a massa molar do H_2SO_4 é 98 g/mol, temos:

$$n_{H_2SO_4} = \frac{m_{H_2SO_4}}{M_{H_2SO_4}} \Rightarrow n_{H_2SO_4} = \frac{196\ g}{98\ g/mol}$$

$n_{H_2SO_4} = 2$ mols de moléculas de H_2SO_4

b) Como cada molécula de H_2SO_4 tem 7 átomos, podemos fazer a seguinte substituição:

$$2\ mols\ de\ \underbrace{moléculas\ de\ H_2SO_4}_{7\ átomos} = 14\ mols\ de\ átomos$$

c) Como cada mol equivale à quantidade de $6{,}02 \cdot 10^{23}$, temos:

$$2\ \underbrace{mols}_{6 \cdot 10^{23}}\ de\ moléculas\ de\ H_2SO_4 = 12 \cdot 10^{23}\ moléculas$$

d) Como cada mol equivale à quantidade de $6{,}02 \cdot 10^{23}$, temos:

$$14\ \underbrace{mols}_{6 \cdot 10^{23}}\ de\ átomos = 84 \cdot 10^{23}\ átomos$$

8. Uma amostra de sulfato de alumínio tem 171 g. A fórmula do composto iônico é $A\ell_2(SO_4)_3$. Qual é o número de íons $A\ell^{3+}$ e SO_4^{2-}?

Dados: massas molares em g/mol: Aℓ = 27; S = 32; O = 16.

Resolução:

Primeiramente, a massa fórmula do composto é 342 g/mol, obtida pela soma das massas atômicas. O número de mols do composto é dado por:

$$n_{A\ell_2(SO_4)_3} = \frac{m_{A\ell_2(SO_4)_3}}{M_{A\ell_2(SO_4)_3}} \Rightarrow n_{A\ell_2(SO_4)_3} = \frac{171\ g}{342\ g/mol}$$

$n_{A\ell_2(SO_4)_3} = 0{,}5$ mol de $A\ell_2(SO_4)_3$

Para saber o número de mols de íons, basta aplicarmos a propriedade distributiva, mostrada a seguir.

$$0{,}5\ mol\ de\ A\ell_2(SO_4)_3 \begin{cases} 1{,}0\ mol\ de\ A\ell^{3+} \\ 1{,}5\ mol\ de\ SO_4^{2-} \end{cases}$$

Como cada mol equivale à quantidade de $6{,}02 \cdot 10^{23}$, temos:

$$\begin{cases} 1\ \underbrace{mol}_{6 \cdot 10^{23}}\ de\ A\ell^{3+} = 6 \cdot 10^{23}\ íons\ A\ell^{3+} \\ 1{,}5\ \underbrace{mol}_{6 \cdot 10^{23}}\ de\ SO_4^{2-} = 9 \cdot 10^{23}\ íons\ SO_4^{2-} \end{cases}$$

FRENTE 3

9. Em uma amostra de um tipo de cerâmica, a razão entre as massas de sílica (SiO_2) e alumina ($A\ell_2O_3$) vale 4. Qual é a razão entre o número de mols de sílica e alumina?

Dados: massas molares em g/mol: Si = 28; $A\ell$ = 27; O = 16.

Resolução:

As massas molares da sílica e da alumina, obtidas a partir da soma das massas atômicas, são:

$M_{SiO_2} = 60$ g/mol e $M_{A\ell_2O_3} = 102$ g/mol

Cálculo da razão entre os números de mols:

$$\frac{n_{SiO_2}}{n_{A\ell_2O_3}} = \frac{\frac{m_{SiO_2}}{M_{SiO_2}}}{\frac{m_{A\ell_2O_3}}{M_{A\ell_2O_3}}} \Rightarrow \frac{n_{SiO_2}}{n_{A\ell_2O_3}} = \frac{\frac{m_{SiO_2}}{60\ g/mol}}{\frac{m_{A\ell_2O_3}}{102\ g/mol}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \frac{n_{SiO_2}}{n_{A\ell_2O_3}} = \frac{m_{SiO_2}}{60\ g/mol} \cdot \frac{102\ g/mol}{m_{A\ell_2O_3}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \frac{n_{SiO_2}}{n_{A\ell_2O_3}} = \frac{m_{SiO_2}}{m_{A\ell_2O_3}} \cdot \frac{102\ g/mol}{60\ g/mol} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \frac{n_{SiO_2}}{n_{A\ell_2O_3}} = 4 \cdot \frac{102\ g/mol}{60\ g/mol} \therefore \frac{n_{SiO_2}}{n_{A\ell_2O_3}} = 6{,}8$$

10. Uma mistura de N_2O_3 e N_2O_5 pode ser representada por N_2O_x. A mistura contém 70% de N_2O_3 e 30% de N_2O_5. Qual é o valor de x se:

a) as porcentagens estiverem em massa?

b) as porcentagens estiverem em mols?

Dados: massas molares em g/mol: N = 14; O = 16.

Resolução:

Para qualquer um dos dois casos, o número de mols da mistura é a razão entre a massa da mistura e a massa molar da mistura:

$$n_{mistura} = \frac{m_{mistura}}{M_{mistura}}$$

Mas a massa molar da mistura é a massa molar da fórmula média da mistura, que nesse caso é dada por N_2O_x. Assim:

$$n_{mistura} = \frac{m_{mistura}}{M_{N_2O_x}}$$

a) Se as porcentagens forem em massa, temos:

$$m_{N_2O_3} = \frac{70}{100} \cdot m_{mistura} \text{ e } m_{N_2O_5} = \frac{30}{100} \cdot m_{mistura}$$

Assim:

$$n_{N_2O_3} = \frac{m_{N_2O_3}}{M_{N_2O_3}} \Rightarrow n_{N_2O_3} = \frac{0{,}7 \cdot m_{mistura}}{76\ g/mol}$$

$$n_{N_2O_5} = \frac{m_{N_2O_5}}{M_{N_2O_5}} \Rightarrow n_{N_2O_5} = \frac{0{,}3 \cdot m_{mistura}}{108\ g/mol}$$

Mas sabemos que:

$$n_{mistura} = \frac{m_{mistura}}{M_{N_2O_x}} \Rightarrow n_{N_2O_3} + n_{N_2O_5} = \frac{m_{mistura}}{M_{N_2O_x}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \frac{0{,}7 \cdot m_{mistura}}{76\ g/mol} + \frac{0{,}3 \cdot m_{mistura}}{108\ g/mol} = \frac{m_{mistura}}{M_{N_2O_x}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \frac{0{,}7}{76\ g/mol} + \frac{0{,}3}{108\ g/mol} = \frac{1}{M_{N_2O_x}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \frac{1}{M_{N_2O_x}} = \frac{108\ g/mol \cdot 0{,}7 + 76\ g/mol \cdot 0{,}3}{108\ g/mol \cdot 76\ g/mol} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \frac{1}{M_{N_2O_x}} = 0{,}012 \therefore M_{N_2O_x} = 83{,}33\ g/mol$$

Como $M_{N_2O_x} = 83{,}33$ g/mol, $28 + 16 \cdot x = 83{,}33 \Rightarrow$

$\Rightarrow 16 \cdot x = 55{,}33 \therefore x = 3{,}46$.

b) Para porcentagens em mols, temos:

$$n_{N_2O_3} = \frac{70}{100} \cdot n_{mistura} \text{ e } n_{N_2O_5} = \frac{30}{100} \cdot n_{mistura}$$

Assim:

$$n_{N_2O_3} = \frac{m_{N_2O_3}}{M_{N_2O_3}} \Rightarrow m_{N_2O_3} = n_{N_2O_3} \cdot M_{N_2O_3} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow m_{N_2O_3} = 0{,}7 n_{mistura} \cdot 76\ g/mol$$

$$n_{N_2O_5} = \frac{m_{N_2O_5}}{M_{N_2O_5}} \Rightarrow m_{N_2O_5} = n_{N_2O_5} \cdot M_{N_2O_5}$$

$$\Rightarrow m_{N_2O_5} = 0{,}3 n_{mistura} \cdot 108\ g/mol$$

Mas sabemos que:

$$n_{mistura} = \frac{m_{mistura}}{M_{N_2O_x}} \Rightarrow n_{mistura} = \frac{m_{N_2O_3} + m_{N_2O_5}}{M_{N_2O_x}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow n_{mistura} = \frac{0{,}7 n_{mistura} \cdot 76\ g/mol + 0{,}3 n_{mistura} \cdot 108\ g/mol}{M_{N_2O_x}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 1 = \frac{53{,}2 + 32{,}4}{M_{N_2O_x}} \therefore M_{N_2O_x} = 85{,}6\ g/mol$$

Como $M_{N_2O_x} = 85{,}6$ g/mol, então:

$28 + 16 \cdot x = 85{,}6 \Rightarrow 16 \cdot x = 57{,}6 \Rightarrow x = 3{,}6$

Revisando

1. **UFV-MG** O cloreto de vinila ($C_2H_3C\ell$) é matéria-prima para muitos plásticos (PVC) e fibras. Em 93,75 g de cloreto de vinila há:

   ▶ **Dados:** constante de Avogadro = $6 \cdot 10^{23}$ mol^{-1}.
   Massas molares (g/mol): C = 12; H = 1; Cℓ = 35,5.

   a) _____ mol de moléculas de $C_2H_3C\ell$.
   b) _____ mol de átomos de carbono.
   c) _____ átomos de carbono.

2. **UFRRJ** Um elemento M apresenta os isótopos ^{79}M e ^{81}M. Sabendo que a massa atômica do elemento M é 79,90 u, determine os percentuais de cada isótopo do elemento M.

3. **Unesp** O valor considerado normal para a quantidade de ozônio na atmosfera terrestre é de aproximadamente 336 U.D. (Unidades Dobson), o que equivale a 3,36 L de ozônio por metro quadrado de superfície ao nível do mar e à temperatura de 0 °C.

   a) Calcule a quantidade de O_3, em número de mols por m^2, nessas condições (336 U.D. no nível do mar e a 0 °C).
   b) Sabendo que um átomo de cloro (Cℓ) pode reagir com 100 000 moléculas de ozônio (um dos processos responsáveis pela destruição da camada de ozônio), qual a massa de cloro, em gramas por metro quadrado, suficiente para reagir com dois terços do ozônio nestas condições?

   ▶ **Dados:** massa molar do cloro (Cℓ): 35,5 g/mol.
   Número de Avogadro: $6,0 \cdot 10^{23}$.

4. **Unesp** Como o dióxido de carbono, o metano exerce também um efeito estufa na atmosfera. Uma das principais fontes desse gás provém do cultivo de arroz irrigado por inundação. Segundo a Embrapa, estima-se que esse tipo de cultura, no Brasil, seja responsável pela emissão de cerca de 288 Gg (1 Gg = $1 \cdot 10^9$ gramas) de metano por ano. Calcule o número de moléculas de metano correspondente.

   ▶ **Dados:** massas molares, g · mol^{-1}: H = 1 e C = 12. Constante de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23}$.

5. **Uerj** O bócio é uma inchação provocada por uma disfunção tireoidiana decorrente da carência de iodo. A legislação atual exige que cada quilograma de sal comercializado contenha 0,01 g de iodeto (I^-), geralmente na forma do iodeto de sódio (NaI).
   Calcule:

   ▶ **Dados:** Na = 23 u; I = 127 u.

   a) a porcentagem da massa de sódio em 1 mol de iodeto de sódio;
   b) a massa de iodeto de sódio, em gramas, que deverá estar contida em 127 kg de sal, em cumprimento à legislação.

6. **Unicamp-SP** O número atômico do magnésio é 12 e sua massa molar é 24,3 g mol^{-1}. Este elemento possui três isótopos naturais cujos números de massa são 24, 25 e 26.

   a) Com base nestas informações responda qual isótopo natural do magnésio é o mais abundante. Justifique.
   Ao se reagir apenas o isótopo 24 do magnésio com cloro, que possui os isótopos naturais 35 e 37, formam-se cloretos de magnésio que diferem entre si pelas massas molares.
   b) Quais são as massas molares desses cloretos de magnésio formados? Justifique.

7. **Unicamp-SP** Especialmente para as crianças, havia uma sala reservada com muitos brinquedos, guloseimas, um palhaço e um mágico. Como Rango também tinha problemas com açúcar, algumas vezes ele colocava pouco açúcar nas receitas. Ao experimentar a pipoca doce, uma das crianças logo berrou: "Tio Rango, essa pipoca tá com pouco açúcar!". Aquela observação intrigou Rango, que ficou ali pensando...

   a) "Coloquei duas xícaras de milho na panela e, depois que ele estourou, juntei três colheres de açúcar para derreter e queimar um pouco. Se cada colher tem mais ou menos 20 gramas de açúcar, quantas moléculas de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) eu usei em uma panelada?"
   b) "Eu também sei que parte desse açúcar, após caramelizar, se decompõe em água e carbono. Se 1% desse açúcar se decompõe dessa forma, quantos gramas de carbono se formaram em cada panelada?"

   ▶ **Dado:** constante de Avogadro = $6,02 \cdot 10^{23}$ mol^{-1}.

Exercícios propostos

Teoria atômico-molecular

1. **UFRGS 2017** A massa atômica de alguns elementos da tabela periódica pode ser expressa por números fracionários, como, por exemplo, o elemento estrôncio, cuja massa atômica é de 87,621, o que se deve
   a) à massa dos elétrons.
   b) ao tamanho irregular dos nêutrons.
   c) à presença de isótopos com diferentes números de nêutrons.
   d) à presença de isóbaros com diferentes números de prótons.
   e) à grande quantidade de isótonos do estrôncio.

2. **Uece 2025** Considerando as características do átomo e do elemento químico, escreva V ou F conforme seja verdadeiro ou falso o que se afirma nos itens abaixo.
   ( ) Número de massa é o número de prótons + número de nêutrons.
   ( ) Massa atômica é a massa de um átomo, que equivale à massa dos prótons + a massa dos elétrons.
   ( ) Massa atômica dos elementos químicos é a média aritmética das massas atômicas dos isótopos de um elemento químico.
   ( ) Massa molar é a massa correspondente a um mol de uma substância química.

   Está correta, de cima para baixo, a seguinte sequência:
   a) V, V, V, F.
   b) V, F, F, V.
   c) F, F, V, F.
   d) F, V, F, V.

3. **Uerj** Em 1815, o médico inglês William Prout formulou a hipótese de que as massas atômicas de todos os elementos químicos corresponderiam a um múltiplo inteiro da massa atômica do hidrogênio. Já está comprovado, porém, que o cloro possui apenas dois isótopos e que sua massa atômica é fracionária. Os isótopos do cloro, de massas atômicas 35 e 37, estão presentes na natureza, respectivamente, nas porcentagens de:
   a) 55% e 45%.
   b) 65% e 35%.
   c) 75% e 25%.
   d) 85% e 15%.

4. **UCS-RS 2023** O "coravin" é uma coqueluche entre os aficionados por vinhos. O apetrecho permite tirar pequenas doses de vinho da garrafa, sem sacar a rolha. Isso só é possível porque enquanto o líquido sai por uma agulha, o gás argônio é injetado na garrafa. E como as rolhas de cortiça são muito maleáveis, elas se fecham segundos depois que a agulha é retirada. Inerte, o gás permite que o que restou do vinho na garrafa continue evoluindo, sem oxidar por um bom período de tempo.

   Disponível em: https://www.istoedinheiro.com.br/e-o-coravin-chega-oficialmente-ao-brasil/. https://eurovin.com.br/produto/coravin/. Acesso em: 29 jun. 2020. (Parcial e adaptado.)

   Suponha que uma dose de vinho tinto tenha sido retirada de uma garrafa com o auxílio de um "coravin" e que, ao término do procedimento, um pequeno volume de gás argônio, contendo em sua composição 2696 átomos de ^{36}Ar, 504 átomos de ^{38}Ar e $7{,}968 \cdot 10^5$ átomos de ^{40}Ar, tenha sido injetado em seu interior para preservar o conteúdo que sobrou. Com base nessas informações, pode-se concluir que a abundância relativa do isótopo presente em maior quantidade no volume de gás argônio que foi injetado na garrafa de vinho é de
   a) 90,4%.
   b) 91,9%.
   c) 92,7%.
   d) 95,5%.
   e) 99,6%.

5. **PUC-PR 2024** Leia o excerto a seguir retirado do sítio do Hospital Israelita Albert Einstein.

   Ozempic: remédio de diabetes usado para emagrecer pode ter efeitos colaterais

   Quando encontra alguma amiga prestes a começar um tratamento com Ozempic, **remédio contra diabetes usado** também para **perda de peso**, a publicitária Caroline Tchakerian, 25 anos, evita contar sobre os efeitos colaterais que ela teve ao usar o medicamento injetável.

   [...]

   O remédio tem como **princípio ativo a semaglutida**, um hormônio sintético que ajuda a controlar os níveis de glicose no sangue e sinaliza ao cérebro a sensação de saciedade. Isso porque ele simula os efeitos do **GLP-1** – um hormônio natural que é produzido no intestino.

   [...]

   "A pessoa pode começar usando 0,25 mg por semana, quando a dosagem de uma unidade do produto é quatro vezes maior, de 1 mg por semana. Nesse período do escalonamento, ela pode tanto ter uma resposta rápida como pode não perceber efeito nenhum", explica Rosenbaum, endocrinologista do Einstein.

   [...]

   Disponível em: <https://vidasaudavel.einstein.br/ozempic-remedio-de-diabetes-usado-para-emagrecer-pode-ter-efeitos-colaterais/>. Acesso em: 10 ago. 2023.

   De acordo com a bula do medicamento, sabe-se que cada mL de Ozempic contém 1,34 mg do princípio ativo semaglutida (massa molar = 4114 g/mol). Diante dessas informações, podemos afirmar que a quantidade de moléculas da semaglutida absorvidas semanalmente por um paciente que se encontra no início do tratamento é aproximadamente igual a
   a) $9{,}9 \cdot 10^{30}$ moléculas
   b) $1{,}4 \cdot 10^{17}$ moléculas
   c) $3{,}6 \cdot 10^{16}$ moléculas
   d) $2{,}4 \cdot 10^{30}$ moléculas
   e) $6{,}0 \cdot 10^{23}$ moléculas

6. **Cefet-MG 2017** Atletas de levantamento de peso passam pó de magnésio (carbonato de magnésio) em suas mãos para evitar que o suor atrapalhe sua performance ou, até mesmo, cause acidentes. Suponha que, em uma academia especializada, o conjunto de atletas utilize 168,6 g de pó de magnésio por dia. A massa mais aproximada de Mg, em kg, associada à compra de pó de magnésio, para 30 dias de uso, é
   a) 0,05.
   b) 0,21.
   c) 1,46.
   d) 2,92.

7. UPE 2022 A cada quatro anos, salvo situações como as de 2020, atletas do mundo inteiro se encontram nos jogos olímpicos em busca da glória eterna, do pódio e da medalha. Em Tóquio, pela primeira vez, as medalhas foram fabricadas com metais inteiramente reciclados. A medalha de ouro é a mais pesada, com 556 gramas, seguida pela de prata (550 g), a única formada pelo metal que dá seu nome, e a de bronze (450 g). Foram fabricadas 5 000 medalhas a partir de cerca de 78 mil toneladas de dispositivos doados.

Fonte: *Gazeta do Povo*

A medalha de ouro é feita predominantemente de prata (98,8% em massa), com apenas 1,2% de ouro em sua composição. Para a fabricação das 800 medalhas entregues aos vitoriosos, quantos mols de ouro foram utilizados aproximadamente?

Dados: massas molares (g/mol): Au = 197; Ag = 108.

a) 0,27. **c)** 27. **e)** 5 000.
b) 3,0. **d)** 540.

8. UFRR 2023 O garimpo ilegal traz inúmeras consequências danosas ao meio ambiente, destruindo os cursos d'agua, afetando a fauna local e impactando diretamente a vida de populações que vivem próximas a regiões exploradas. Em uma operação deflagrada pela Policia Federal em julho de 2022, para combater o garimpo ilegal, cerca de 39 quilos de ouro em barras foram apreendidos.

(Fonte: https://g1.globo.com/fantastico/noticia/2022/07/10/baroesdoouro-ilegal-no-brasil-dinheiro-movimentado-as-margens-daleichegou-a-r-16-bilhoes-em-dois-anos.ghtml)

Supondo que cada barra de ouro continha 1,576 kg, podemos afirmar que o número de átomos de ouro presente em cada barra é de aproximadamente:

a) $4{,}8 \cdot 10^{23}$. **d)** $4{,}8 \cdot 10^{22}$.
b) $1{,}2 \cdot 10^{23}$. **e)** $2{,}4 \cdot 10^{23}$.
c) $4{,}8 \cdot 10^{24}$.

9. Fuvest-SP O aspartame, um adoçante artificial, pode ser utilizado para substituir o açúcar de cana. Bastam 42 miligramas de aspartame para produzir a mesma sensação de doçura que 6,8 gramas de açúcar de cana. Sendo assim, quantas vezes, aproximadamente, o número de moléculas de açúcar de cana deve ser maior do que o número de moléculas de aspartame para que tenha o mesmo efeito sobre o paladar?

Dados: massas molares aproximadas (g/mol):
açúcar de cana: 340;
adoçante artificial: 300.

a) 30. **c)** 100. **e)** 200.
b) 50. **d)** 140.

10. UEA/SIS-AM 2023 Em 4 g de pó para o preparo de refresco artificial sabor caju, há 3,6 g de açúcar. Considerando que o açúcar seja a sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$), a quantidade, em mol, desse açúcar presente em 1 L de refresco preparado pela dissolução de 20 g do pó em água é, aproximadamente,

a) $5 \cdot 10^{-2}$ mol.
b) $5 \cdot 10^{-4}$ mol.
c) $3 \cdot 10^{-2}$ mol.
d) $3 \cdot 10^{-4}$ mol.
e) $3 \cdot 10^{-6}$ mol.

11. Unesp Peixes machos de uma certa espécie são capazes de detectar a massa de $3{,}66 \cdot 10^{-8}$ g de 2-fenil-etanol, substância produzida pelas fêmeas, que está dissolvida em 1 milhão de litros de água. Supondo-se diluição uniforme na água, indique o número mínimo de moléculas de 2-fenil-etanol por litro de água, detectado pelo peixe macho.

Dados: massa molar do 2-fenil-etanol = 122 g/mol. Constante de Avogadro = $6{,}0 \cdot 10^{23}$ moléculas/mol.

a) $3 \cdot 10^{-16}$.
b) $3{,}66 \cdot 10^{-8}$.
c) $1{,}8 \cdot 10^{8}$.
d) $1{,}8 \cdot 10^{22}$.
e) $6{,}0 \cdot 10^{23}$.

12. IFSul-RS Em uma restauração dentária, foi usada uma amálgama que continha cerca de 40% (em massa) de mercúrio. Ao usar 1,0 g dessa amálgama no tratamento, quantos átomos de mercúrio serão colocados na cavidade dentária?

a) $2 \cdot 10^{-3}$.
b) $5 \cdot 10^{-3}$.
c) $1{,}2 \cdot 10^{21}$.
d) $3{,}0 \cdot 10^{21}$.

13. Uerj 2024 Diversas fontes de radioatividade natural não são perigosas, pois emitem quantidades muito baixas de radiação. Um exemplo é o isótopo radioativo ^{40}K, presente em bananas em uma quantidade de 10^{-6} mol por banana.

Considere que a radiação recebida em uma radiografia odontológica seja equivalente a $3{,}2 \cdot 10^{-3}$ g de ^{40}K. Para se atingir a mesma quantidade de radiação dessa radiografia, seria necessário o seguinte número mínimo de bananas:

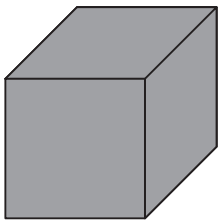
a) 20 **c)** 60
b) 40 **d)** 80

14. Imed-RS 2016 Assinale a alternativa que apresenta a massa, em gramas, de um átomo de Vanádio. Considere: $MA_V = 51$ u e o nº de Avogadro: $6{,}02 \cdot 10^{23}$.

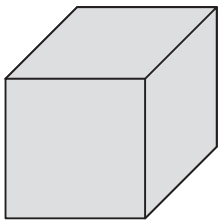
a) $8{,}47 \cdot 10^{-23}$ g.
b) $8{,}47 \cdot 10^{23}$ g.
c) $307 \cdot 10^{23}$ g.
d) $3{,}07 \cdot 10^{21}$ g.

FRENTE 3

15. **UFV-MG** A seguir estão representados um cubo do metal alumínio e um cubo do metal ouro, ambos com um volume de 1,0 cm^3.



Aℓ



Au

A 25 °C, a densidade do alumínio é 2,7 g/cm^3 e a do ouro é 18,9 g/cm^3. De acordo com estas informações e as massas atômicas encontradas na tabela periódica, pode-se afirmar que:

Dados: Aℓ = 27 u; Au = 197 u.

a) o número de átomos é aproximadamente o mesmo nos dois cubos.
b) no cubo de alumínio existem aproximadamente $2,7 \cdot 10^{23}$ átomos.
c) no cubo de ouro existem aproximadamente $1,9 \cdot 10^{23}$ átomos.
d) no cubo de ouro existem aproximadamente 7 vezes mais átomos do que no cubo de alumínio.
e) no cubo de alumínio existem aproximadamente 7 vezes mais átomos do que no cubo de ouro.

16. **Fuvest-SP** Recentemente, na Bélgica, descobriu-se que frangos estavam contaminados com uma dioxina contendo 44%, em massa, do elemento cloro. Esses frangos apresentavam, por kg, $2,0 \cdot 10^{-13}$ mol desse composto, altamente tóxico.
Supondo que um adulto possa ingerir, por dia, sem perigo, no máximo $3,23 \cdot 10^{-11}$ g desse composto, a massa máxima diária, em kg de frango contaminado, que tal pessoa poderia consumir seria igual a:

Dados: 1 mol da dioxina contém 4 mols de átomos de cloro. Massa molar do cloro (Cℓ) = 35,5 g/mol.

a) 0,2.
b) 0,5.
c) 1.
d) 2.
e) 3.

17. **Enem PPL 2024** A hipertensão arterial é um problema de saúde que se agrava pelo crescente consumo de sal rico em sódio. O consumo máximo diário recomendado pelo Ministério da Saúde é de, aproximadamente, 5 g de NaCℓ. No entanto, os brasileiros consomem em média 12 g desse sal por dia. Por isso, a indústria lançou no mercado o chamado sal light, que apresenta um teor reduzido de cloreto de sódio. Sua composição é cerca de 50% de NaCℓ e 50% de KCℓ, em massa.

Massas molares:

$$Na = 23\ \frac{g}{mol};\ C\ell = 35,5\ \frac{g}{mol};\ K = 39\ \frac{g}{mol}$$

Pesquisa de orçamentos familiares: análise do consumo alimentar pessoal no Brasil. Disponível em: www.biblioteca.ibge.gov.br. Acesso em: 27 nov. 2019 (adaptado).

Ainda que os brasileiros consumam apenas sal *light*, a massa de sódio ingerida em excesso será mais próxima de

a) 0,4 g.
b) 1,0 g.
c) 1,4 g.
d) 2,8 g.
e) 3,5 g.

18. **Uerj 2025** Recentemente, a prefeitura de Maceió-AL decretou situação de emergência diante do iminente colapso em uma das minas de sal-gema do município. A exploração dessas minas envolve a escavação de poços até a camada de sal, que pode estar a mais de mil metros de profundidade. Então, injeta-se água para dissolver o sal-gema e formar uma solução saturada, que será trazida, por pressão, até a superfície.

Adaptado de agenciabrasil.ebc.com.br, 03/12/2023.

Sabe-se que o principal componente do sal-gema é o cloreto de sódio, cuja solubilidade em água é de 36 g de NaCℓ por 100 g de H_2O, à temperatura de 20 °C.
A essa mesma temperatura, a quantidade de matéria, em mols, de cloreto de sódio dissolvido em 2 000 kg de água, formando uma solução saturada, corresponde aproximadamente a:

a) 12 300
b) 24 600
c) 36 900
d) 61 500

19. **Unesp** O mercúrio, na forma iônica, é tóxico porque inibe certas enzimas. Uma amostra de 25,0 gramas de atum de uma grande remessa foi analisada, e constatou-se que continha $2,1 \cdot 10^{-7}$ mols de Hg^{2+}. Considerando-se que os alimentos com conteúdo de mercúrio acima de $0,50 \cdot 10^{-3}$ gramas por quilograma de alimento não podem ser comercializados, demonstrar se a remessa de atum deve ou não ser confiscada.

Dado: massa atômica do Hg = 200.

20. **Fuvest-SP** Alguns problemas de saúde, como bócio endêmico e retardo mental, são causados pela ingestão de quantidades insuficientes de iodo. Uma maneira simples de suprir o organismo desse elemento químico é consumir o sal de cozinha que contenha de 20 a 60 mg de iodo por quilograma do produto. No entanto, em algumas regiões do País, o problema persiste, pois o sal utilizado ou não foi produzido para consumo humano, ou não apresenta a quantidade mínima de iodo recomendada. A fonte de iodo utilizada na indústria do sal é o iodato de potássio, KIO_3, cujo custo é de R$ 20,00/kg.
Considerando que o iodo representa aproximadamente 60% da massa de KIO_3 e que 1 kg do sal de cozinha é comercializado ao preço médio de R$ 1,00, a presença da quantidade máxima de iodo permitida por lei (60 miligramas de iodo por quilograma de sal) representa, no preço, a porcentagem de

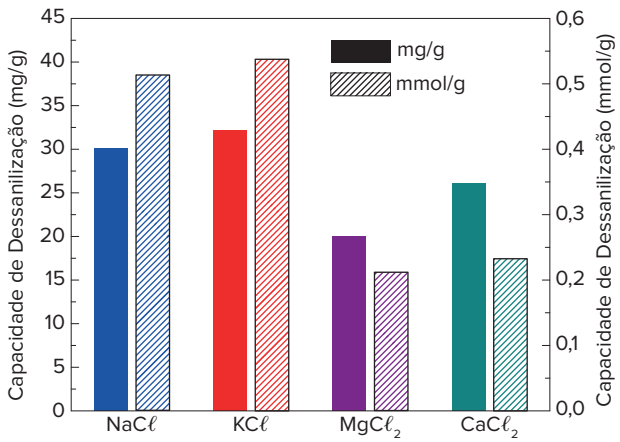
a) 0,10%.
b) 0,20%.
c) 1,20%.
d) 2,0%.
e) 12%.

21. **FGV-SP** Para atrair machos para acasalamento, muitas espécies fêmeas de insetos secretam compostos químicos chamados feromônios. Aproximadamente 10^{-12} g de tal composto de fórmula $C_{19}H_{38}O$ deve estar presente para que seja eficaz. Quantas moléculas isso representa?

Dados: massas molares: C = 12 g/mol; H = 1 g/mol; O = 16 g/mol.

a) $2 \cdot 10^9$ moléculas.
b) $3 \cdot 10^9$ moléculas.
c) 10^{10} moléculas.
d) $4 \cdot 10^9$ moléculas.
e) $8 \cdot 10^9$ moléculas.

22. **Unicamp-SP 2021** Imagine-se como um dos coautores de um trabalho científico sobre a capacidade de dessalinização de fibras de carbono poroso (PCF). Ao revisar os dados da pesquisa, você observa que os resultados apresentados no gráfico a seguir estão consistentes para $MgC\ell_2$ e $CaC\ell_2$ do ponto de vista do conhecimento químico.



No entanto, você também observa no gráfico que a apresentação dos dados está

Dados: massas molares em g mol^{-1}; Na = 23; Mg = 24; Cℓ = 35,5; K = 39; Ca = 40.

a) inconsistente para $NaC\ell$, mas consistente para $KC\ell$.
b) inconsistente para $KC\ell$, mas consistente para $NaC\ell$.
c) inconsistente para $NaC\ell$ e $KC\ell$.
d) consistente para $NaC\ell$ e $KC\ell$.

23. **UFRGS** A borracha natural é constituída pela união de várias macromoléculas – $(C_5H_8)_n$. Sabendo que uma amostra de borracha apresenta $3{,}01 \cdot 10^{26}$ átomos de carbono, qual a massa, em gramas, desta amostra?

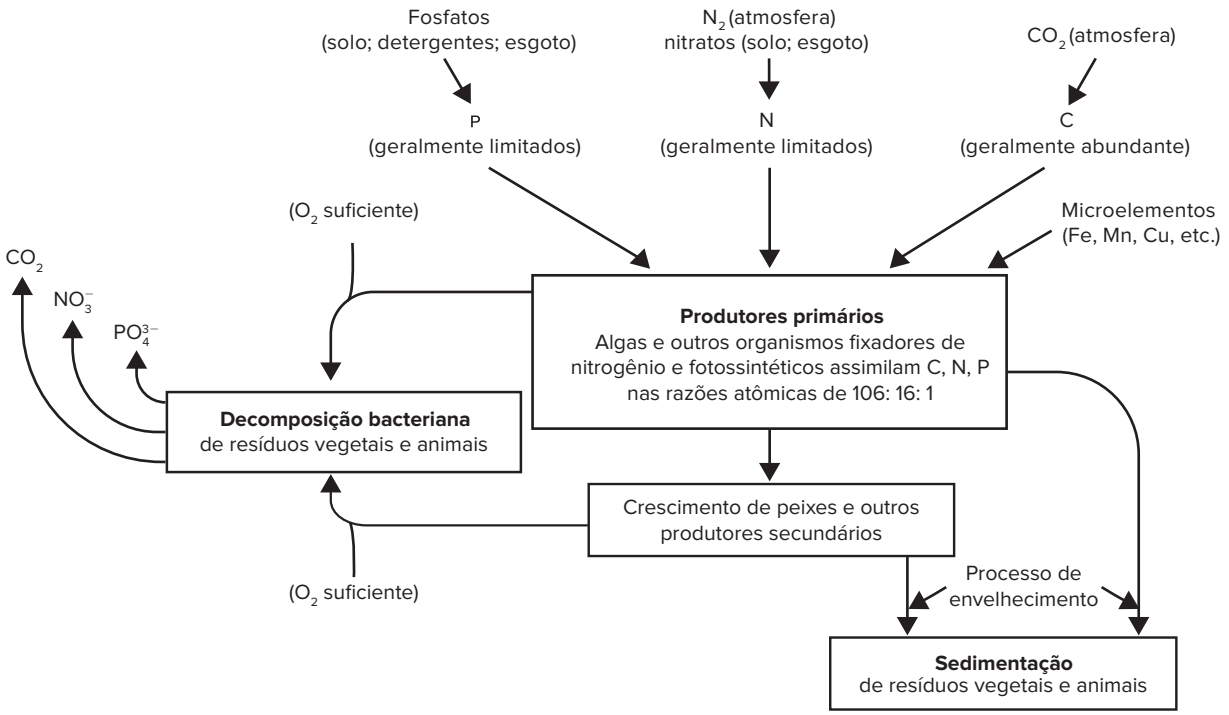
Dados: massa molar do C = 12 g/mol.
Constante de Avogadro = $6{,}02 \cdot 10^{23}$ partículas/mol.

a) 68.
b) $68 \cdot 5$.
c) $68 \cdot 100$.
d) $68 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$.
e) $68 \cdot 3{,}01 \cdot 10^{26}$.

24. **Unesp 2017** A adição de cloreto de sódio na água provoca a dissociação dos íons do sal. Considerando a massa molar do cloreto de sódio igual a 58,5 g/mol, a constante de Avogadro igual a $6{,}0 \cdot 10^{23}$ mol^{-1} e a carga elétrica elementar igual a $1{,}6 \cdot 10^{-19}$ C, é correto afirmar que, quando se dissolverem totalmente 117 mg de cloreto de sódio em água, a quantidade de carga elétrica total dos íons positivos é de

a) $1{,}92 \cdot 10^2$ C.
b) $3{,}18 \cdot 10^2$ C.
c) $4{,}84 \cdot 10^2$ C.
d) $1{,}92 \cdot 10^4$ C.
e) $3{,}18 \cdot 10^4$ C.

25. **Enem** A eutrofização é um processo em que rios, lagos e mares adquirem níveis altos de nutrientes, especialmente fosfatos e nitratos, provocando posterior acúmulo de matéria orgânica em decomposição. Os nutrientes são assimilados pelos produtores primários e o crescimento desses é controlado pelo nutriente limítrofe, que é o elemento menos disponível em relação à abundância necessária à sobrevivência dos organismos vivos. O ciclo representado na figura seguinte reflete a dinâmica dos nutrientes em um lago.



SPIRO, T. G.; STIGLIANI, W. M. *Química Ambiental*. São Paulo: Pearson Education do Brasil, 2008. (Adapt.).

A análise da água de um lago que recebe a descarga de águas residuais provenientes de lavouras adubadas revelou as concentrações dos elementos carbono (21,2 mol/L), nitrogênio (1,2 mol/L) e fósforo (0,2 mol/L). Nessas condições, o nutriente limítrofe é o

a) C. **b)** N. **c)** P. **d)** CO_2. **e)** PO_4^{3-}.

26. Unicamp-SP As fronteiras entre real e imaginário vão se tornando cada vez mais sutis à medida que melhoramos nosso conhecimento e desenvolvemos nossa capacidade de abstração. Átomos e moléculas: sem enxergá-los podemos imaginá-los. Qual será o tamanho dos átomos e das moléculas? Quantos átomos ou moléculas há numa certa quantidade de matéria? Parece que essas perguntas só podem ser respondidas com o uso de aparelhos sofisticados. Porém, um experimento simples pode nos dar respostas adequadas a essas questões. Numa bandeja com água espalha-se sobre a superfície um pó muito fino que fica boiando. A seguir, no centro da bandeja adiciona-se $1{,}6 \cdot 10^{-5}$ cm^3 de um ácido orgânico (densidade = 0,9 g/cm^3), insolúvel em água. Com a adição do ácido, forma-se imediatamente um círculo de 200 cm^2 de área, constituído por uma única camada de moléculas de ácido, arranjadas lado a lado, conforme esquematiza a figura a seguir. Imagine que nessa camada cada molécula do ácido está de tal modo organizada que ocupa o espaço delimitado por um cubo. Considere esses dados para resolver as questões a seguir.

a) Qual o volume ocupado por uma molécula de ácido, em cm^3?

b) Qual o número de moléculas contidas em 282 g do ácido?

27. Enem PPL 2021 O consumo excessivo de sal de cozinha é responsável por várias doenças, entre elas a hipertensão arterial. O sal rosa é uma novidade culinária pelo seu baixo teor de sódio se comparado a de outros sais. Cada 1 g desse sal contém cerca de 230 mg de sódio contra os cerca de 400 mg de sódio encontrados nessa mesma quantidade de um sal de cozinha tradicional. Estima-se que no Brasil a dose diária de consumo de sal de cozinha seja de 12 g, e a dose máxima recomendada é de menos de 5 g por dia. Considere a massa molar do sódio igual a 23 g/mol.

MILL, J. G. et al. Estimativa do consumo de sal pela população brasileira: resultado da Pesquisa Nacional de Saúde 2013. Rev. Bras. Epidemiol., n. 22, 2019 (adaptado).

Considerando-se a dose estimada de consumo de sal de cozinha no Brasil, em 30 dias um indivíduo que substituir o sal de cozinha tradicional pelo sal rosa promove uma redução na quantidade de sódio ingerida, em mol, mais próxima de

a) 1,1. **b)** 2,7. **c)** 3,6. **d)** 6,3. **e)** 9,9.

28. **Fuvest-SP** A dosagem de etanol no sangue de um indivíduo mostrou o valor de 0,080 g por 100 mL de sangue. Supondo que o volume total de sangue desse indivíduo seja 6,0 L e admitindo que 12% do álcool ingerido se encontra no seu sangue, quantas doses de bebida alcoólica ele deve ter tomado?

▶ **Dados:** 1 dose de bebida alcoólica = 20 mL.
Porcentagem aproximada, em volume, de etanol na bebida = 50%.
Densidade do etanol = 0,80 g/mL.

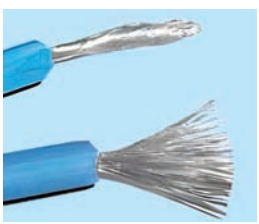
a) 2. **c)** 5. **e)** 7.
b) 4. **d)** 6.

29. **Uerj 2020**

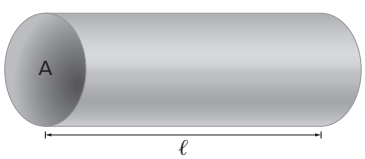
ANO INTERNACIONAL DA TABELA PERIÓDICA

Há 150 anos, a primeira versão da tabela periódica foi elaborada pelo cientista Dimitri Mendeleiev. Trata-se de uma das conquistas de maior influência na ciência moderna, que reflete a essência não apenas da química, mas também da física, da biologia e de outras áreas das ciências puras. Como reconhecimento de sua importância, a UNESCO/ONU proclamou 2019 o Ano Internacional da Tabela Periódica. Na tabela proposta por Mendeleiev em 1869, constavam os 64 elementos químicos conhecidos até então, além de espaços vazios para outros que ainda poderiam ser descobertos. Para esses possíveis novos elementos, ele empregou o prefixo "eca", que significa "posição imediatamente posterior". Por exemplo, o ecassilício seria o elemento químico a ocupar a primeira posição em sequência ao silício no seu grupo da tabela periódica. Em homenagem ao trabalho desenvolvido pelo grande cientista, o elemento químico artificial de número atômico 101 foi denominado mendelévio.
Considere uma amostra laboratorial de 0,43 g de mendelévio. O número de átomos presentes nessa amostra equivale a:
a) 10^{19}. **b)** 10^{21}. **c)** 10^{23}. **d)** 10^{25}.

30. **Unesp** A ductilidade é a propriedade de um material deformar-se, comprimir-se ou estirar-se sem se romper.



A prata é um metal que apresenta excelente ductilidade e a maior condutividade elétrica dentre todos os elementos químicos. Um fio de prata possui 10 m de comprimento (ℓ) e área de secção transversal (A) de $2{,}0 \cdot 10^{-7}\ m^2$.



Considerando a densidade da prata igual a 10,5 g/cm^3, a massa molar igual a 108 g/mol e a constante de Avogadro igual a $6{,}0 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$, o número aproximado de átomos de prata nesse fio será
a) $1{,}2 \cdot 10^{22}$. **c)** $1{,}2 \cdot 10^{20}$. **e)** $6{,}0 \cdot 10^{23}$.
b) $1{,}2 \cdot 10^{23}$. **d)** $1{,}2 \cdot 10^{17}$.

31. **Unesp** Uma certa liga de estanho, chumbo e bismuto contém esses elementos nas proporções atômicas 2:5:3, respectivamente.
Determine a massa, em gramas, de uma amostra dessa liga que contém um total de $6{,}0 \cdot 10^{24}$ átomos.

▶ **Dados:** massas atômicas: Sn = 118; Pb = 207; Bi = 209.

32. **FGV-SP 2022** Metaforicamente, muitos atletas olímpicos afirmam que ganhar uma medalha de ouro "tem um peso muito maior". Ironicamente, dentre as três medalhas olímpicas, a medalha de ouro é a que, de fato, apresenta a maior massa, 556 g, dos quais 98,8% correspondem ao metal prata (massa molar = = 107 $g \cdot mol^{-1}$) e 1,2% do metal ouro (massa molar = 197 $g \cdot mol^{-1}$). Considerando a constante de Avogadro igual a $6 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$, o número aproximado de átomos de prata e o número aproximado de átomos de ouro contidos em uma medalha olímpica de ouro são, respectivamente,
a) $3{,}1 \cdot 10^{24}$ e $2{,}0 \cdot 10^{22}$. **d)** $1{,}2 \cdot 10^{26}$ e $2{,}1 \cdot 10^{23}$.
b) $3{,}3 \cdot 10^{25}$ e $4{,}0 \cdot 10^{24}$. **e)** $1{,}1 \cdot 10^{25}$ e $1{,}9 \cdot 10^{22}$.
c) $5{,}5 \cdot 10^{24}$ e $6{,}7 \cdot 10^{22}$.

33. **FGV-SP 2023** O sódio em excesso é um fator de risco para doenças cardiovasculares em seres humanos. A maior parte do sódio ingerido provém do cloreto de sódio adicionado aos alimentos. A OMS (*World Health Organization*, 2012) recomendou o consumo de 2 gramas de sódio por dia. Para avaliar a ingestão de sódio, foram determinadas as concentrações de cloreto de sódio em amostras de 100 mL de caldo de feijão cozido, consumido por grupos de pessoas em um dia. As quantidades de cloreto de sódio encontradas nas amostras dos grupos foram:

Grupo	[NaCℓ] mol · L^{-1}
A	0,058
B	0,078
C	1,08
D	2,00
E	8,70

A quantidade diária de sódio está abaixo da recomendada pela OMS no(s) grupo(s):

▶ **Dados:** massas molares: Na = 23 $g \cdot mol^{-1}$; Cℓ = = 35,5 $g \cdot mol^{-1}$.

a) apenas A. **d)** apenas A, B, C e D.
b) apenas A e B. **e)** A, B, C, D e E.
c) apenas A, B e C.

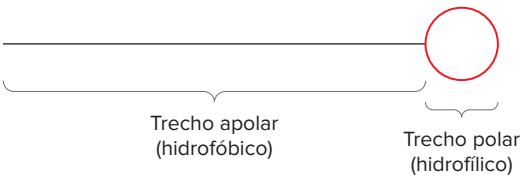
FRENTE 3

Texto complementar

Determinações da constante de Avogadro

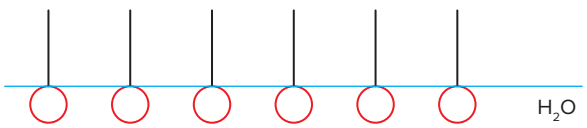
A primeira determinação da constante de Avogadro foi feita em 1865, quando Josef Loschmidt, por meio da teoria cinética dos gases, estimou o número de partículas gasosas presentes em 1 mL de gás, nas CNTP. Com base nessa estimativa, uma regra de três simples determinou a constante de Avogadro. Depois disso, seguiram-se outros métodos, como o eletroquímico, o radioativo, o da gota do ácido oleico e o da difração de raio X. Neste texto complementar, vamos destacar um desses métodos: o da gota do ácido oleico.

O ácido oleico é um ácido graxo, de cadeia carbônica longa, de característica anfifílica, ou seja, com um trecho polar e hidrofílico e outro apolar e hidrofóbico. O esquema a seguir mostra a representação típica do ácido oleico:



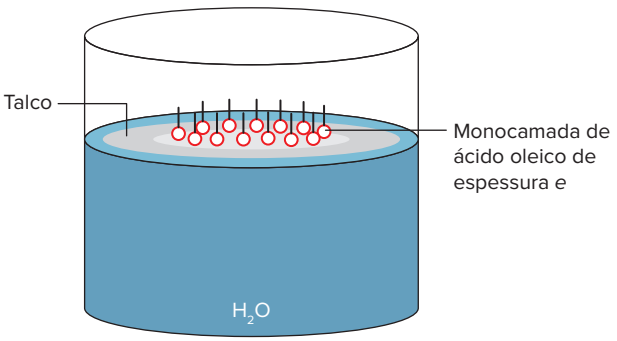
Representação da molécula de ácido oleico.

Em virtude da característica anfifílica, quando se pinga uma gota de ácido oleico em água, o líquido se distribui na superfície em uma monocamada. Isso ocorre porque o trecho polar tem afinidade com a água, e o trecho apolar tem aversão à água. Esse efeito pode ser mostrado a seguir:



Representação da gota de ácido oleico distribuída em uma monocamada na superfície da água.

No procedimento, coloca-se água em uma bacia e pulveriza-se talco em cima da superfície. A tensão superficial da água faz com que o talco depositado boie sobre a sua superfície. Após esse preparo, pinga-se uma gota de ácido oleico. Determinar o volume de uma gota é muito simples: gotejam-se 10 mL desse composto, contando o número de gotas; dividem-se 10 mL pelo número de gotas, e tem-se o volume de uma gota. Quando se espalha em uma monocamada, a gota desloca o talco para os lados, sendo possível, assim, medir a área que a gota ocupa quando espalhada. Veja na figura a seguir:



Representação da gota de ácido oleico distribuída em uma monocamada sobre a superfície da água, deslocando o talco que repousava sobre essa superfície.

Dessa forma, temos:

$$V_{gota} = S \cdot e \Rightarrow e = \frac{V_{gota}}{S}$$

Como hipótese simplificadora, é comum adotarmos que a molécula ocupa o volume de um cubo de aresta *e*, que é a espessura da monocamada. De fato:

$$V_{molécula} = e^3 \Rightarrow V_{molécula} = \left(\frac{V_{gota}}{S}\right)^3$$

Conhecendo a densidade do ácido oleico, podemos escrever que:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow d = \frac{M}{V_{1\ mol}} \Rightarrow V_{1\ mol} = \frac{M}{d}$$

Como o ácido oleico tem fórmula $C_{18}H_{34}O_2$, massa molar 282 g/mol e densidade de 0,895 g/mL, temos:

$$V_{1\ mol} = \frac{282}{0,895} \Rightarrow V_{1\ mol} = 315,1\ mL/mol$$

Para finalizar a determinação, basta efetuarmos a seguinte regra de três:

$$\begin{array}{rcl} 1\ mol & \text{——} & 315,1\ mL \\ 1\ molécula & \text{——} & \left(\frac{V_{gota}}{S}\right)^3 \end{array}$$

Portanto:

$$1\ mol = (315,1\ mL) \cdot \left(\frac{S}{V_{gota}}\right)^3 \text{ moléculas}$$

Texto elaborado para fins didáticos.

Veja os principais assuntos e conceitos trabalhados neste capítulo acessando a seção **Resumindo** no livro digital, na Plataforma Poliedro.

Quer saber mais?

Texto

Constante de Avogadro. Disponível em: http://p.p4ed.com/ETLQI.

O artigo traz um experimento que pode ser realizado com material de fácil obtenção para cálculo da constante de Avogadro.

Acesso em: 17 jun. 2025.

Exercícios complementares

Teoria atômico-molecular

1. **Fuvest-SP** O carbono ocorre na natureza como uma mistura de átomos dos quais 98,90% são ^{12}C e 1,10% são ^{13}C.

a) Explique o significado das representações ^{12}C e ^{13}C.

b) Com esses dados, calcule a massa atômica do carbono natural.

▶ **Dados:** massas atômicas: $^{12}C = 12{,}000$; $^{13}C = 13{,}003$.

2. **UFRGS 2018** O elemento bromo apresenta massa atômica 79,9. Supondo que os isótopos ^{79}Br e ^{81}Br tenham massas atômicas, em unidades de massa atômica, exatamente iguais aos seus respectivos números de massa, qual será a abundância relativa de cada um dos isótopos?

a) 75% ^{79}Br e 25% ^{81}Br.

b) 55% ^{79}Br e 45% ^{81}Br.

c) 50% ^{79}Br e 50% ^{81}Br.

d) 45% ^{79}Br e 55% ^{81}Br.

e) 25% ^{79}Br e 75% ^{81}Br.

3. **UPE 2024** O dia 23 de outubro é importante para os químicos, pois é o dia do mol. A data foi escolhida em referência ao número de Avogadro, $6{,}02 \cdot 10^{23}$, pois, em inglês, a data é apresentada na forma 10/23. A palavra é originária do latim *mole*, que significa quantidade, e foi proposta pelo químico alemão Wilherm Ostwald. Visando à comemoração da data, uma sociedade científica brasileira propôs um concurso entre estudantes, que deveriam criar frases associadas ao conceito em destaque. Assim, em uma turma do Primeiro Ano do Ensino Médio de uma escola pernambucana, a professora recebeu cinco contribuições para a disputa.

Vamos ajudá-la, escolhendo a frase que apresenta, de forma **CORRETA**, o conceito de **mol**.

a) É um número fixo, chamado número de Avogadro ($6{,}02 \cdot 10^{23}$), utilizado pelos químicos, de forma eficiente, para realizar operações matemáticas em reações químicas.

b) É uma unidade básica de medida na Química, que corresponde a $6{,}02 \cdot 10^{23}$ entidades elementares, sendo este número escolhido de forma arbitrária no Congresso Internacional de Karlsruhe, na Alemanha.

c) É a quantidade de matéria presente em exatamente um quilograma de qualquer substância química, em qualquer estado físico, que corresponde a exatamente $6{,}02 \cdot 10^{23}$ entidades elementares, de acordo com o número de Avogadro.

d) É a massa de um determinado volume de um gás que é necessariamente igual para todos os gases, $6{,}02 \cdot 10^{23}$ kg, quando não existe variação de temperatura.

e) É a grandeza associada à quantidade de matéria, representando $6{,}02 \cdot 10^{23}$ entidades elementares, número fixado a partir da Lei de Avogadro.

4. **FICSAE-SP 2022** A massa de um átomo de hidrogênio é $1{,}79 \cdot 10^{-24}$ g e a massa de um átomo de oxigênio é $2{,}66 \cdot 10^{-23}$ g. Uma molécula de água é formada por dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio. A massa de 10^{10} moléculas de água é igual a

a) $3{,}846 \cdot 10^{-14}$ g.

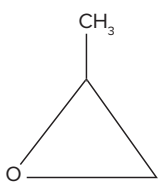
b) $3{,}018 \cdot 10^{-15}$ g.

c) $3{,}846 \cdot 10^{-15}$ g.

d) $3{,}018 \cdot 10^{-13}$ g.

e) $3{,}846 \cdot 10^{-13}$ g.

5. **Famerp-SP 2020 (Adapt.)** O óxido de propileno é uma substância utilizada na produção de polímeros, como o poliuretano. Sua fórmula estrutural está representada a seguir.



óxido de propileno

▶ **Dados:** H = 1 ; C = 12 ; O = 16.

A massa molar dessa substância é

a) 45 g/mol.

b) 42 g/mol.

c) 46 g/mol.

d) 55 g /mol.

e) 58 g/mol.

6. **UFPB** Em uma partida de futebol, um atleta gasta cerca de 720 kcal, o que equivale a 180 g do carboidrato $C_3H_6O_3$. A partir dessas informações, é correto afirmar que essa quantidade de carboidrato corresponde a:

a) 2 mol.

b) 1 mol.

c) 3 mol.

d) 0,5 mol.

e) 4 mol.

7. UFV-MG Joias de ouro são fabricadas a partir de ligas contendo, comumente, além desse metal, prata e cobre. Isso porque o ouro é um metal muito macio. Ouro 18 quilates, por exemplo, contém 75% de ouro, sendo o restante usualmente prata e cobre. Considerando uma pulseira que pesa 26,376 g, contendo 19,700 g de ouro, 4,316 g de prata e 2,540 g de cobre, a proporção de átomos de cada elemento (Au : Ag : Cu) nessa liga será:

Dados: Au = 197; Ag = 108; Cu = 63,5.

a) 2,000 : 1,000 : 1,000.
b) 10,00 : 4,000 : 4,000.
c) 19,70 : 4,316 : 2,540.
d) 7,756 : 1,628 : 1,000.
e) 197,0 : 107,9 : 63,50.

8. Unicamp-SP Entre os vários íons presentes em 200 mililitros de água de coco há aproximadamente 320 mg de potássio, 40 mg de cálcio e 40 mg de sódio. Assim, ao beber água de coco, uma pessoa ingere quantidades diferentes desses íons, que, em termos de massa, obedecem à sequência: potássio > sódio = cálcio. No entanto, se as quantidades ingeridas fossem expressas em mol, a sequência seria:

Dados: massas molares em g/mol: cálcio = 40; potássio = 39; sódio = 23.

a) potássio > cálcio = sódio.
b) cálcio = sódio > potássio.
c) potássio > sódio > cálcio.
d) cálcio > potássio > sódio.

9. FAG-PR No rótulo de uma determinada embalagem de leite integral UHT, processo de tratamento térmico a alta temperatura, consta que um copo de 200 mL deste leite contém 25% da quantidade de cálcio recomendada diariamente ($2{,}4 \cdot 10^{-2}$ mol). A massa, em mg, de cálcio (massa molar 40 g/mol) presente em 1 litro desse leite é

a) 240.
b) 600.
c) 300.
d) 1 200.
e) 120.

10. UFPA 2016 Sais de lítio, como o Li_2CO_3, são utilizados no tratamento de doenças depressivas, com uma dose total de até $30 \cdot 10^{-3}$ mol por dia. Se em uma prescrição médica essa dosagem deva ser atingida pela ingestão de duas drágeas ao dia, a massa (em gramas) de carbonato de lítio que cada cápsula deve conter é de aproximadamente

Dados: massas molares (g mol^{-1}): Li = 6,94; C = 12,01; O = 16,00.

a) 0,15.
b) 0,30.
c) 0,75.
d) 1,10.
e) 2,20.

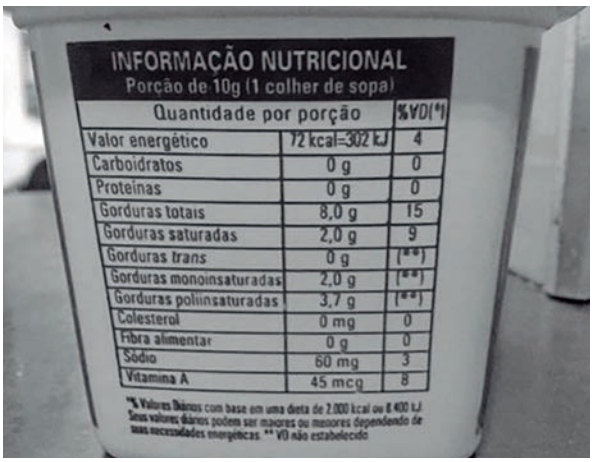
11. UEM-PR Um mol representa o número de átomos em 12 gramas do átomo de carbono ^{12}C. Essa unidade de medida é utilizada para descrever quantidades muito grandes, como átomos e moléculas em determinadas substâncias. Já para a medida da massa dos átomos e das moléculas é utilizada a unidade de massa atômica (u), que é definida como 1/12 da massa do mesmo átomo ^{12}C. Considerando as definições apresentadas e que 1 mol = $6 \cdot 10^{23}$ assinale o que for **correto**.

01 A massa atômica de 1 mol do átomo ^{12}C é $6 \cdot 10^{23}$ u.
02 Um grama do átomo ^{12}C contém $5 \cdot 10^{22}$ átomos.
04 Como a massa atômica do átomo de hidrogênio é 1 u e a de um átomo de oxigênio é 16 u, então 1 mol da molécula H_2O pesa 18 gramas.
08 1 u = $6 \cdot 10^{23}$ gramas.
16 Cada átomo ^{12}C pesa $7{,}2 \cdot 10^{-23}$ gramas.

Soma:

A questão **12** deve ser respondida com base no texto e na imagem do rótulo de alimento mostrado a seguir.

O alto consumo de sódio é um perigo para a saúde. Ele pode causar ou agravar várias doenças, como hipertensão e doenças cardiovasculares. Por isso devemos evitar o seu consumo em excesso.



Disponível em: https://www.google.com.br/search?q=imagem+de+rótulos+de+alimentos. Acessado em 28 ago 2018.

12. IFSul-RS 2019 Qual número de átomos de sódio será ingerido se comermos aproximadamente uma colher de sopa do alimento?

a) 60.
b) $0{,}015 \cdot 10^{23}$.
c) $0{,}032 \cdot 10^{23}$.
d) 23.

13. UFG-GO O corpo humano necessita diariamente de 12 mg de ferro. Uma colher de feijão contém cerca de $4{,}28 \cdot 10^{-5}$ mol de ferro. Quantas colheres de feijão, no mínimo, serão necessárias para que se atinja a dose diária de ferro no organismo?

a) 1.
b) 3.
c) 5.
d) 7.
e) 9.

14. **IFMG** O ferrocianeto de potássio, $K_4[Fe(CN)_6]$, reage com o cloreto de ferro III e produz um pigmento de cor azul muito intensa, conhecido como *azul da prússia*. Pode-se afirmar, corretamente, que 184,1 g de ferrocianeto de potássio contém

a) 6 mols de carbono.
b) 55,8 g do íon férrico.
c) 2 átomos de potássio.
d) $18{,}06 \cdot 10^{23}$ íons cianeto.
e) $6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos de nitrogênio.

15. **Cesgranrio-RJ** O efeito estufa é um fenômeno de graves consequências climáticas que se deve a altas concentrações de CO_2 no ar. Considere que, num dado período, uma indústria "contribuiu" para o efeito estufa, lançando 88 toneladas de CO_2 na atmosfera. O número de moléculas do gás lançado no ar, naquele período, foi aproximadamente:

Dados: C = 12; O = 16; $N_A = 6{,}02 \cdot 10^{23}$.

a) 10^{30}.
b) 10^{27}.
c) 10^{26}.
d) 10^{24}.
e) 10^{23}.

16. **PUC-RS** John Dalton foi o responsável por introduzir no âmbito da ciência a teoria atômica, nos primeiros anos do século XIX. Nessa época, ainda não se conseguia saber quantos átomos de cada elemento entravam na composição das moléculas simples. Hoje sabemos que a fórmula da molécula da água é H_2O e que a da amônia é NH_3. Dalton supôs que as moléculas mais simples eram combinações 1 : 1; assim, a água seria HO e a amônia, NH. Dalton introduziu uma escala de massas atômicas baseada no hidrogênio, que tinha massa 1.

Na época de Dalton, acreditava-se que, em massa, a água tinha $\frac{1}{8}$ de hidrogênio e que a amônia tinha $\frac{1}{6}$ de hidrogênio. Com isso, foi possível concluir que as massas atômicas do oxigênio e do nitrogênio valiam, respectivamente,

a) 7 e 5.
b) 8 e 6.
c) 9 e 7.
d) 16 e 14.
e) 32 e 28.

17. **PUC-Campinas** A codeína (metilmorfina) é um analgésico utilizado como calmante da tosse. Sua fórmula molecular é $C_{18}H_{21}NO_3$ e sua massa molar é aproximadamente 300 g/mol.

O ópio contém cerca de 3,0%, em massa, de codeína. A porcentagem de nitrogênio contida no ópio sob a forma de codeína é

a) 0,030.
b) 0,070.
c) 0,14.
d) 1,4.
e) 14.

18. **Unicamp-SP** Em uma pessoa adulta com massa de 70,0 kg, há 1,6 kg de cálcio. Qual seria a massa desta pessoa, em kg, se a natureza houvesse, ao longo do processo evolutivo, escolhido o bário em lugar de cálcio?

Dados: massas atômicas relativas: Ca = 40; Ba = 137.

19. **Unicamp-SP 2025** A bula do medicamento genérico "cloridrato de venlafaxina" informa apresentações de cápsulas de liberação controlada, cada uma contendo 42,4 mg dessa substância, o que corresponde a 37,5 mg de venlafaxina neutra. O cloridrato de venlafaxina corresponde à molécula venlafaxina neutra associada ao HCℓ. Isso confere ao cloridrato de venlafaxina uma massa molar e uma solubilidade maiores em água (quando comparado com a venlafaxina neutra). Considerando essas informações, pode-se afirmar que a cada molécula de venlafaxina neutra se associa(m)

Dado: massa molar do HCℓ = 36,5 g/mol.

a) uma molécula de HCℓ, então a massa molar da venlafaxina neutra é de aproximadamente 140 g/mol.
b) uma molécula de HCℓ, então a massa molar da venlafaxina neutra é de aproximadamente 279 g/mol.
c) duas moléculas de HCℓ, então a massa molar da venlafaxina neutra é de aproximadamente 279 g/mol.
d) duas moléculas de HCℓ, então a massa molar da venlafaxina neutra é de aproximadamente 140 g/mol.

20. **Enem PPL 2024** Após realizar uma inspeção veicular, um cidadão descobre que seu automóvel a gasolina emite anualmente 3000 kg de CO_2 (massa molar 44 g mol^{-1}). Pensando em compensar esse impacto, resolveu plantar árvores nativas do Brasil eficientes na fixação de carbono (massa molar 12 g mol^{-1}). Ao pesquisar espécies nativas para esse fim, encontrou os seguintes dados para a espécie angico-branco: i) cada 1000 m^2 de plantação dessa árvore correspondem a uma massa arbórea de 3520 kg; ii) sua massa arbórea contém 50% de carbono; e iii) apresenta boa adaptação à região.

Disponível em: www.cnpf.embrapa.br. Acesso em: 12 out. 2015 (adaptado).

A menor área que o cidadão deve utilizar para a plantação de angico-branco, visando compensar as emissões de CO_2, é mais próxima de

a) 230 m^2.
b) 465 m^2.
c) 850 m^2.
d) 1 700 m^2.
e) 2 000 m^2.

21. **Enem** O brasileiro consome em média 500 miligramas de cálcio por dia, quando a quantidade recomendada é o dobro. Uma alimentação balanceada é a melhor decisão para evitar problemas no futuro, como a osteoporose, uma doença que atinge os ossos. Ela se caracteriza pela diminuição substancial de massa óssea, tornando os ossos frágeis e mais suscetíveis a fraturas.

Disponível em: www.anvisa.gov.br. Acesso em: 1º ago. 2012 (Adapt.).

Considerando-se o valor de $6 \cdot 10^{23}$ mol^{-1} para a constante de Avogadro e a massa molar do cálcio igual a 40 g/mol, qual a quantidade mínima diária de átomos de cálcio a ser ingerida para que uma pessoa supra suas necessidades?

a) $7{,}5 \cdot 10^{21}$.
b) $1{,}5 \cdot 10^{22}$.
c) $7{,}5 \cdot 10^{23}$.
d) $1{,}5 \cdot 10^{25}$.
e) $4{,}8 \cdot 10^{25}$.

FRENTE 3

22. **Unicamp-SP 2019** *Fake News* ou não? Hoje em dia, a disponibilidade de informações é muito grande, mas precisamos saber interpretá-las corretamente. Um artigo na internet tem o seguinte título: "Glutamato monossódico, o sabor que mata!". Em determinado ponto do texto, afirma-se: "Só para você ter ideia dos riscos, organizações internacionais de saúde indicam que a ingestão diária de sódio para cada pessoa seja de 2,3 gramas. O glutamato é composto por 21% de sódio e, com certeza, não será o único tempero a ser acrescentado ao seu almoço ou jantar. Além disso, o realçador (glutamato) só conta um terço do nutriente que é encontrado no sal de cozinha.".

Dados: massas molares em $g \cdot mol^{-1}$: sódio = 23; cloreto = 35,5; glutamato monossódico = 169.

Para tornar a argumentação do artigo mais consistente do ponto de vista químico, você sugeriria a seguinte reescrita dos trechos destacados:

a) "A porcentagem em massa de sódio no realçador (glutamato) é de 13,6%."; "Por outro lado, o realçador só conta com cerca de um terço do nutriente que é encontrado no sal de cozinha.".

b) "A porcentagem em massa de sódio no realçador (glutamato) é de 39,3%."; "Além disso, o realçador contém cerca de três vezes mais nutriente do que o encontrado no sal de cozinha.".

c) "A porcentagem em massa de sódio no realçador (glutamato) é de 11,2%."; "Por outro lado, o realçador conta com cerca de um terço do nutriente que é encontrado no sal de cozinha.".

d) "A porcentagem em massa de sódio no realçador (glutamato) é de 21,0%."; "Além disso, o realçador contém cerca de três vezes mais nutriente do que o encontrado no sal de cozinha.".

23. **Acafe-SC 2024** O captopril é um inibidor da enzima conversora da angiotensina (ACE), usado para o tratamento da hipertensão e alguns tipos de insuficiência cardíaca congênita. Sua fórmula molecular é $C_9H_{15}NO_3S$ e seu nome segundo a IUPAC é ácido 1-[(2S)-2-metil-3-sulfanilpropanoil]-pirrolidina-2-carboxílico, é um pó cristalino branco com um odor ácido e sulfuroso. Tem uma massa molar de $217\ g \cdot mol^{-1}$ e um ponto de fusão de 104-108 °C. Em termos farmacológicos e bioquímicos, cerca de 62% do captopril administrado por via oral é absorvido, a dose inicial de Captopril é 50 mg ao dia, se não houver uma redução satisfatória da pressão sanguínea, após duas semanas de uso, a dose é aumentada para 100 mg por dia.

Um determinado paciente não teve resposta satisfatória (redução da pressão sanguínea) nas duas primeiras semanas de tratamento. Assim o número de átomos de oxigênio provenientes, exclusivamente, do medicamento absorvidos pelo organismo do paciente, ao final da terceira semana de tratamento (21 dias), foi:

a) $3,6 \cdot 10^{21}$ átomos

b) $7,2 \cdot 10^{21}$ átomos

c) $2,4 \cdot 10^{21}$ átomos

d) $1,2 \cdot 10^{-2}$ átomos

24. **Unicamp-SP** Obtém-se um sal de cozinha do tipo *light* substituindo-se uma parte do sal comum por cloreto de potássio. Esse produto é indicado para pessoas com problemas de pressão arterial alta.

Sabendo-se que a massa molar do sódio é menor que a do potássio, pode-se afirmar que, para uma mesma massa dos dois tipos de sal, no tipo *light* há

a) menos íons cloreto e mais íons sódio do que no sal comum.

b) mais íons cloreto e menos íons sódio do que no sal comum.

c) mais íons cloreto e mais íons sódio do que no sal comum.

d) menos íons cloreto e menos íons sódio do que no sal comum.

25. **FGV-SP 2022** Preocupados com o meio ambiente, os organizadores das Olímpiadas de Tóquio produziram as medalhas olímpicas com metais reciclados de dispositivos eletrônicos doados por cidadãos japoneses. Para se ter uma ideia do desafio tecnológico que isso representa, são necessários cerca de 40 *smartphones* para se reciclar apenas 1 g de ouro metálico. A tabela a seguir apresenta a quantidade de medalhas de ouro conquistadas pelos três primeiros países do *ranking* nessas Olimpíadas.

TÓQUIO 2020			
			Ouro
1		Estados Unidos	39
2		China	38
3		Japão	27

(https://brasil.elpais.com. Adaptado.)

Considerando que cada medalha de ouro contém 0,034 mol de ouro metálico (massa molar = $= 197\ g \cdot mol^{-1}$) em sua constituição, a quantidade aproximada de *smartphones* necessária para a produção das medalhas de ouro entregue a esses três países foi de

a) 2 790.

b) 3 500.

c) 6 900.

d) 19 700.

e) 27 900.

26. **Enem 2024**

Brasil fecha 2020 entre os maiores recicladores de latas de alumínio

A bauxita contém alumina ($A\ell_2O_3$), que é a matéria-prima para produção do alumínio ($A\ell$). De forma geral, são necessários 50 kg de bauxita para produzir 10 kg de alumínio. O Brasil fechou 2020 como um dos principais líderes mundiais em reciclagem de latas de alumínio. De acordo com levantamento da Associação Brasileira dos Fabricantes de Latas de Alumínio (Abralatas), o país obteve um índice de reciclagem de 97,4%, de um total de $4{,}0 \cdot 10^5$ toneladas de latas vendidas. Considere que a lata é constituída de alumínio puro.

Disponível em: https://agenciabrasil.ebc.com.br. Acesso em: 30 nov. 2021 (adaptado).

Levando em conta apenas a reciclagem de latas, qual é o valor mais próximo da massa de bauxita, em tonelada, que deixou de ser extraída da natureza em 2020 no Brasil?

a) $1{,}0 \cdot 10^4$ ton
b) $3{,}9 \cdot 10^5$ ton
c) $5{,}0 \cdot 10^5$ ton
d) $1{,}9 \cdot 10^6$ ton
e) $2{,}0 \cdot 10^7$ ton

27. **UEL-PR 2019** Os cosméticos, como batons e rímeis, buscam realçar o encanto da beleza. Porém, o uso desses produtos pode, também, causar desencantamento em função dos constituintes químicos tóxicos que possuem. Em batons, pode haver presença de cádmio, chumbo, arsênio e alumínio. A FDA (*Food and Drug Administration*) e a ANVISA (Agência Nacional de Vigilância Sanitária) preconizam limites máximos de metais apenas para corantes orgânicos artificiais utilizados como matéria-prima na fabricação de cosméticos. Considerando que um determinado batom possua concentração de chumbo igual a 1,0 mg kg^{-1} e que a estimativa máxima de utilização deste cosmético ao longo do dia seja de 100 mg, assinale a alternativa que representa, correta e aproximadamente, o número de átomos de chumbo em contato com os lábios ao longo de um dia.

Dados: massa molar de chumbo = 207 g mol^{-1}. Constante de Avogadro = $6{,}0 \cdot 10^{23}$ mol^{-1}.

a) $1{,}2 \cdot 10^8$.
b) $2{,}9 \cdot 10^{14}$.
c) $4{,}5 \cdot 10^{30}$.
d) $5{,}1 \cdot 10^{25}$.
e) $6{,}8 \cdot 10^4$.

28. **Unioeste-PR 2017** Uma moeda é constituída de uma liga Cu-Sn. Para a determinação do teor percentual de cada um desses metais na liga, foram submetidos dez gramas de moedas a uma sequência de reações para a obtenção dos metais na forma de seus óxidos de Cu(II) e Sn(II). Considerando-se que todas as reações foram quantitativas e que as massas de óxidos de Cu e Sn obtidas foram respectivamente de 7,51 g e 4,54 g pode-se afirmar que os percentuais de Cu e Sn na liga são respectivamente de

Dados: Cu = 63,5; Sn = 118,7; O = 16.

a) 40% e 60%.
b) 75% e 25%.
c) 50% e 50%.
d) 55% e 45%.
e) 60% e 40%.

Texto para a questão **29**.

O elemento estrôncio ocorre na natureza como componente de dois minerais: a estroncianita, $SrCO_3$ (massa molar 147,6 g/mol), e a celestita, $SrSO_4$ (massa molar 183,6 g/mol). A partir desses minerais são obtidos os sais de estrôncio, utilizados na pirotecnia para conferir a cor vermelho-carmim intensa a fogos de artifício.

29. **Famerp-SP 2017** Considere a relação:

$$\frac{\%\text{ em massa de Sr na estroncianita}}{\%\text{ em massa de Sr na celestita}}$$

O valor desse quociente é, aproximadamente,

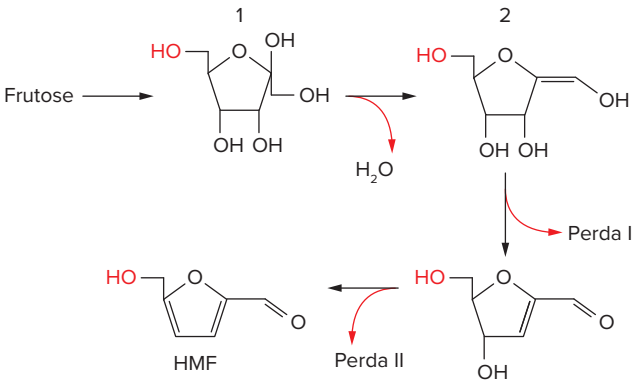
a) 0,48.
b) 1,2.
c) 0,81.
d) 1,9.
e) 0,59.

30. **Fuvest-SP 2021** Um dos indicadores de qualidade de mel é a presença do composto orgânico hidroximetilfurfural (HMF), formado a partir de certos açúcares, como a frutose ($C_6H_{12}O_6$). A tabela resume os teores de HMF permitidos de acordo com a legislação brasileira e recomendações internacionais.

Teor de HMF (mg de HMF por kg de mel)	Utilização conforme legislação
Conforme a legislação brasileira (Portaria Nº 6 do Ministério da Agricultura de 1985)	
Até 40 mg/kg	Mel de mesa, utilizado para consumo humano direto.
Até 60 mg/kg	Mel industrial e/ou subprodutos.
Conforme a recomendação internacional contida no *Codex Alimentarius* (FAO)	
Até 80 mg/kg	Para utilização de mel produzido em países com clima tropical.

Uma das possíveis rotas para a formação do HMF a partir da frutose é mostrada, de forma simplificada, no esquema:

FRENTE 3



Um frasco contendo 500 g de mel produzido no Brasil foi analisado e concluiu-se que 0,2 milimol de frutose foi convertido em HMF. Considerando apenas esse parâmetro de qualidade e tendo como referência os teores recomendados por órgãos nacionais e internacionais, mostrados na tabela, é correto afirmar que esse mel

Note e adote: massa molar (g/mol): HMF = 126. Desconsidere qualquer possibilidade de contaminação do mel por fonte externa de HMF.

a) é recomendado como mel de mesa, assim como para outros usos que se façam necessários, segundo a legislação brasileira.
b) não pode ser usado como mel de mesa, mas pode ser usado para fins industriais, segundo a legislação brasileira.
c) pode ser usado para fins industriais, segundo a legislação brasileira, mas não deveria ser usado para nenhum fim, segundo a recomendação internacional.
d) não pode ser usado nem como mel de mesa nem para fins industriais, segundo a legislação brasileira, mas poderia ser utilizado segundo a recomendação internacional.
e) não pode ser usado para qualquer aplicação, tanto segundo a legislação brasileira quanto segundo a recomendação internacional.

31. **PUC-PR 2022** As definições a seguir foram retiradas do Glossário Geológico Ilustrado, da Comissão Brasileira de Sítios Biológicos e Paleobiológicos – SIGEP:

isomorfismo
[isso = igual/mesma; morphos = forma]
[Conf. **polimorfismo**]

Característica de minerais de composição diferente apresentarem estrutura e/ou forma cristalográfica igual ou variando continuamente em decorrência da substituição diadócica de elementos com raios iônicos semelhantes.

Minerais isomorfos podem formar uma série isomórfica contínua ou quase contínua. Um mineral intermediário dessa série corresponde ao que se chama uma solução sólida dos termos extremos. Exemplos de séries isomórficas:

- grupo das olivinas: forsterita ($MgSiO_4$) ⇔ fayalita ($FeSiO_4$);
- grupo dos plagioclásios: albita ($NaA\ell Si_3O_8$) ⇔ ⇔ anortita ($CaA\ell_2Si_2O_8$).

diadocia
[Sin. Substituição diadócica; substituição iônica]
[Conf. isomorfismo; mineral]

Substituição de um ou mais íons de uma estrutura cristalina por outro(s) de raio iônico semelhante(s), com ajuste de cargas eletrônicas se necessário, mantendo a mesma rede cristalográfica. Esta característica cristaloquímica é a que permite a existência de séries isomórficas de minerais como os plagioclásios, olivinas e outros. Por exemplo, no grupo das olivinas ou peridotos, o Fe^{+2} da fayalita pode ser substituído progressivamente pelo Mg^{+2} até a fase 100% magnesiana da forsterita.

Disponíveis em: http://sigep.cprm.gov.br/glossario/index.html. Acesso em: 31/08/2021.

A partir das definições químicas apresentadas, calcule a massa molar de um metal M que ao substituir o zinco no sulfato de zinco hepta-hidratado ($ZnSO_4 \cdot 7\ H_2O$) apresente 9,87% em massa do metal M, e ainda seja isomorfo do sulfato de zinco citado:

a) 24,3 g/mol.
b) 36,3 g/mol.
c) 11,3 g/mol.
d) 40,3 g/mol.
e) 4,03 g/mol.

32. **Unesp 2021**

Folha de ouro mais fina do mundo

Sunjie Ye, pesquisadora da Universidade de Leeds, no Reino Unido, chegou muito perto do ouro monoatômico: ela criou uma folha de ouro com espessura equivalente ao diâmetro de apenas dois átomos desse elemento.

A quase monocamada de ouro mede 0,47 nanômetro de espessura, a mais fina camada de ouro já fabricada sem um suporte; falta apenas o equivalente ao diâmetro de um átomo para chegar à camada de ouro mais fina possível – que provavelmente se chamará oureno, quando sintetizada.

(www.inovacaotecnologica.com.br. Adaptado.)

Considerando que a densidade do ouro seja 19 g/cm^3, que 1 nm = 10^{-9} m e que uma possível folha retangular de ouro tenha 2 átomos de espessura e demais dimensões iguais a 5 cm de largura e 10 cm de comprimento, a massa de ouro nessa folha será da ordem de

a) 10^{-5} g.
b) 10^{-2} g.
c) 10^{-1} g.
d) 10^{-3} g.
e) 10^{-4} g.

33. **FGV-SP** As estações de energia térmica, especialmente aquelas que usam combustíveis, ex.: carvão ou óleo, com alto conteúdo de enxofre, emitem uma mistura de SO_2 e SO_3. Essa mistura, que pode ser designada como SO_x, é um grande poluente atmosférico. Se a mistura é de 90% SO_2 e 10% SO_3, por peso, qual é o valor do x em SO_x?

a) 2,10.
b) 2,04.
c) 2,08.
d) 2,15.
e) 2,12.

BNCC em foco

EM13CNT303

1. Na natureza, há elementos químicos que possuem quantidades significativas de mais de um isótopo. Observe a tabela a seguir, com a distribuição isotópica do elemento zircônio, um metal bastante resistente à corrosão e muito utilizado em ligas metálicas em diferentes segmentos da indústria.

Massa do isótopo (u)	Abundância relativa (%)
90	51,45%
91	11,22%
92	17,15%
94	17,38%
96	2,80%

Caso um engenheiro necessite efetuar cálculos químicos que envolvam este elemento, a massa atômica que deve ser considerada está mais próxima de

a) 90 u.
b) 90,5 u.
c) 91 u.
d) 91,5 u.
e) 92 u.

EM13CNT105

2. O dióxido de carbono (CO_2) é um gás essencial para a vida na Terra, pois participa do processo de fotossíntese e faz parte dos ciclos biogeoquímicos do carbono e do oxigênio. No entanto, a elevação da concentração desse gás na atmosfera tem contribuído para o aumento de alguns problemas ambientais no planeta.
Em 2020, os cinco países que mais emitiram CO_2 foram:

Emissões de CO_2 ($MtCO_2$)

Colocação	País	$MtCO_2$
1	China	10 668
2	Estados Unidos	4 713
3	Índia	2 442
4	Rússia	1 577
5	Japão	1 031

Fonte: http://www.globalcarbonatlas.org/en/CO2-emissions.

a) Considerando apenas os cinco países listados, qual é a quantidade em mols de CO_2 despejada na atmosfera no ano de 2020?

Dados: massas atômicas: C = 12 u, O = 16 u; Mt = 10^9 kg.

b) Cite um problema ambiental relacionado à elevação da concentração de CO_2 na atmosfera e proponha duas medidas, uma individual e outra coletiva, que podem auxiliar na minimização do problema apresentado.

EM13CNT301

3. Durante a pandemia da covid-19, muitas pessoas pelo mundo passaram a evitar sair de casa como forma de se protegerem da contaminação e não espalhar o vírus causador da doença. Nesse período, médicos alertaram a importância de manter hábitos saudáveis, como a prática de alguma atividade física, alimentação diversificada e exposição diária ao sol por alguns minutos. A exposição solar auxilia na produção de vitamina D, essencial para o bom funcionamento do sistema imunológico e para a fixação de cálcio nos ossos.
Considere que a taxa de fixação ideal diária seja de, em média, 500 mg de cálcio (Ca), quantos átomos de cálcio estão presentes nessa quantidade?

Dado: massa atômica do cálcio: 40 u.

a) $2{,}4 \cdot 10^{25}$.
b) $3 \cdot 10^{23}$.
c) $3 \cdot 10^{21}$.
d) $6 \cdot 10^{23}$.
e) $7{,}5 \cdot 10^{21}$.

Momento em que um avião viajando com grande velocidade rompe a barreira do som.

Chris Parypa Photography/Shutterstock.com

FRENTE 3

CAPÍTULO

2

Gases

O ar atmosférico é uma mistura de gases muito robusta, capaz de sustentar corpos bem mais pesados do que ele mesmo, como os aviões. Na imagem, um avião está rompendo a barreira do som, algo que ocorre com a formação de uma onda de choque no formato de um cone. Neste capítulo, serão estudados os gases, analisando suas características e propriedades.

Introdução

As moléculas que compõem a matéria podem se agregar de diferentes formas, com características bastante distintas, e cada forma de agregação é chamada de **estado físico**. No Ensino Médio, são estudados três estados físicos: **sólido**, **líquido** e **gasoso**.

O sólido se caracteriza por ter moléculas com forte coesão e organização na distribuição de partículas pelo espaço, formando cristais. O estado líquido também se caracteriza por ter moléculas com forte coesão, mas com distribuição irregular e aleatória de partículas no espaço. O estado gasoso se caracteriza por não apresentar coesão entre as partículas; como consequência, não há qualquer forma de organização entre elas. O comportamento de uma única partícula no estado gasoso é imprevisível e não mensurável, ou seja, caótico. É justamente da palavra grega *khaos* que deriva a palavra "gás", o que revela que o estado gasoso foi considerado, desde o início de seu estudo, como um estado caótico da matéria.

Apesar de o comportamento de uma partícula gasosa ser aleatório, o comportamento de um número muito grande de partículas gasosas em um sistema pode ser mensurado por ser previsível. Isso será estudado neste capítulo por meio dos tópicos listados a seguir.

- Diferenças entre gases reais e gases ideais.
- Variáveis de estado de um gás.
- Transformações gasosas.
- Equação de estado de um gás.
- Misturas gasosas.
- Densidade dos gases.
- Lei de efusão e difusão.

Antes de iniciar um estudo mais detalhado dos itens mencionados é interessante discutir um pouco o principal sistema gasoso que existe em nosso planeta, que é a atmosfera terrestre.

As impressões intuitivas sobre a atmosfera terrestre são, muitas vezes, equivocadas em relação à realidade. É comum achar que o ar atmosférico é muito mais leve do que realmente é. Para exemplificar, imagine uma sala de aula que comporta 50 alunos e tem 70 m^2 de área e 3 m de altura. Nesse ambiente, há aproximadamente 250 kg de ar. Assim, em 4 salas de aula juntas, há cerca de 1 tonelada de ar. Portanto, o ar atmosférico não é tão leve assim.

Outro ponto que deve ser analisado é o tamanho real da atmosfera. Em algumas representações, devido à necessidade de salientar a existência das camadas, a atmosfera terrestre é ilustrada com um tamanho em relação ao planeta Terra muito maior do que tem na realidade.

ttsz/iStockphoto.com

Representação comum da Terra e de sua atmosfera, com os tamanhos relativos fora de escala.

É preciso lembrar que o raio médio da Terra é de aproximadamente 6 400 km, enquanto a atmosfera terrestre tem cerca de 650 km. Entretanto, praticamente toda a massa da atmosfera terrestre (99,99997%) se encontra nos 100 primeiros quilômetros. Acima da altitude de 16 km, há somente cerca de 10% da massa. Desse modo, pode-se considerar que a atmosfera é verdadeiramente significativa até cerca de 40 km de altitude. Ao se tomar esse valor como base, tem-se que a espessura da atmosfera é de, aproximadamente, 0,625% do raio da Terra. Para se ter uma ideia mais concreta, se a Terra fosse do tamanho de uma bola de basquete, a atmosfera teria $\frac{3}{4}$ de 1 mm, ou seja, seria a espessura de uma camada de tinta em volta da bola. Portanto, a atmosfera terrestre é extremamente fina. A imagem a seguir fornece uma real compreensão disso.

trialhun/Shutterstock.com

Imagem da Terra e sua atmosfera fina, que pode ser observada pela faixa azul mais brilhante.

Outra característica da atmosfera terrestre é a existência de várias camadas. Desde a superfície até o espaço, tem-se, nesta ordem: troposfera, estratosfera, mesosfera, termosfera e exosfera.

A troposfera é a camada de maior interesse para os seres humanos, pois é onde habitamos, respiramos e sobrevivemos. Sua espessura vai do nível do mar até a altitude média de 15 km, e é nela que ocorrem os fenômenos climáticos. Sua composição é constante ao longo de sua espessura, ou seja, **a porcentagem dos gases que compõem a atmosfera no nível do mar é a mesma no pico do Everest**.

Para o ar seco na troposfera, tem-se aproximadamente 78,1% de N_2, 20,9% de O_2, 0,93% de Ar (gás nobre argônio) e 0,04% de CO_2. A concentração de CO_2 vem aumentando rapidamente ao longo dos anos, problema que tem como consequência a intensificação do efeito estufa terrestre e o aquecimento global. A porcentagem restante, cerca de 0,03% do volume da atmosfera, é composta de outros gases, como gases nobres, metano e alguns poluentes. A análise desses dados significa que, em cidades muito altas, como La Paz, por exemplo, não há menor porcentagem de oxigênio do que em cidades litorâneas, como o Rio de Janeiro. Em La Paz, há menos ar do que no Rio de Janeiro, 40% menos, para ser mais preciso, mas a porcentagem de oxigênio é a mesma nas duas altitudes. Observe os números mostrados na tabela a seguir.

	Rio de Janeiro	La Paz
Pressão (atm)	1	0,6
Densidade do ar (kg/L)	1,2	0,72
Porcentagem de O_2 (em volume)	20,9%	20,9%

Comparativo de algumas características do ar em cidades com altitudes distintas, mostrando que o teor de oxigênio se mantém fixo na troposfera.

Já que a composição da atmosfera terrestre é fixa nos primeiros 15 km de altura, é importante calcular a sua massa molar média, que é dada pela média ponderada. Considerando a composição do ar na troposfera, tem-se:

$$\bar{M} = \frac{M_{N_2} \cdot P_{N_2} + M_{O_2} \cdot P_{O_2} + M_{Ar} \cdot P_{Ar} + M_{CO_2} \cdot P_{CO_2}}{100\%}$$

$$\bar{M} = \frac{28 \cdot 78{,}1\% + 32 \cdot 20{,}9\% + 40 \cdot 0{,}93\% + 44 \cdot 0{,}04\%}{100\%}$$

$$\bar{M} = 28{,}95 \text{ g/mol}$$

Ao se levar em consideração que ainda existem 0,03% de outros gases na atmosfera, chega-se ao valor de referência da IUPAC para a massa molar média do ar seco, que é:

$$\bar{M}_{\text{ar seco}} = 28{,}96 \text{ g/mol}$$

Gases reais e gases ideais

A mistura gasosa que compõe a atmosfera terrestre tem algumas características que serão estudadas.

- As moléculas gasosas são muito menores do que o espaço vazio que as circunda. Isso quer dizer que, mesmo as moléculas de diferentes gases tendo tamanhos bem distintos, todas elas, grandes ou pequenas, são praticamente pontuais em relação ao espaço total que ocupam. A intuição pode induzir ao pensamento de que moléculas grandes ocupam maior volume do que moléculas pequenas, mas, no caso dos gases, isso é falso. Nas condições do ambiente, por exemplo, as moléculas de um gás têm, aproximadamente, 0,1% do volume do espaço vazio que as circunda. Se uma molécula tem o dobro do tamanho de outra, isso praticamente não interfere no volume ocupado, pois uma representa 0,1% do volume total, e a outra representa 0,2%. Em ambos os casos, o volume das moléculas é desprezível em relação ao volume do recipiente que as contém.
- As forças de interação entre as moléculas são de natureza predominantemente eletrostática. Isso ocorre porque as forças gravitacionais são desprezíveis entre as moléculas, dado o fato de as massas moleculares serem muito pequenas. Todavia, as forças de natureza eletrostática diminuem drasticamente com o aumento da distância entre as cargas. Já se sabe que a distância entre as moléculas gasosas é bem maior do que o seu próprio tamanho. Além disso, elas têm uma soma de cargas nula, ou seja, a soma de cargas positivas é igual à soma de cargas negativas. Devido a esses fatores, as forças de interação entre as moléculas gasosas são muito pequenas na maior parte do tempo. Elas só se tornam significativas quando as moléculas estão muito próximas (pouco antes do choque, no choque e pouco depois do choque entre elas).

Desse modo, os gases que existem de fato, chamados de **gases reais**, têm duas características muito singulares:

I. o volume de suas moléculas é praticamente desprezível;
II. as moléculas gasosas têm interações praticamente desprezíveis entre si.

Estudar um gás real, levando-se em conta propriedades praticamente desprezíveis, dificulta os cálculos, não tendo relevância no resultado final.

Assim, para facilitar o estudo dos gases, foram consideradas duas hipóteses simplificadoras: o volume das moléculas gasosas é nulo (moléculas pontuais), e as interações entre as moléculas são nulas no período entre os choques. Um gás com essas características não existe e é chamado de **gás ideal**. Como se pode perceber, o ar atmosférico é um gás real, mas não muito diferente do modelo do gás ideal. Então, foi proposto desprezar fatores que são insignificantes para facilitar o estudo de um assunto tão complexo como os gases.

Existem gases que, na prática, não podem ter seu comportamento associado ao do gás ideal. São gases em que as moléculas estão muito próximas, chocam-se com frequência e que, portanto, têm o espaço vazio entre suas moléculas reduzido (por exemplo, gases submetidos a altíssimas pressões, como em câmaras de elevada taxa de compressão). Para esses gases reais, cujo comportamento não se aproxima do modelo do gás ideal, há um estudo bem mais complexo para avaliar o seu comportamento e as suas propriedades.

Segundo a **teoria cinética dos gases**, um gás ideal tem como principais especificidades:

- moléculas com movimento retilíneo e uniforme no período entre os choques;
- moléculas com volume desprezível em relação ao espaço vazio que as circunda;
- forças de interação nulas no período entre os choques;
- colisões perfeitamente elásticas entre as moléculas;
- tempo de colisão desprezível em relação ao tempo gasto no período entre as colisões.

Agora estudaremos o modelo do gás ideal e as propriedades que ele apresenta.

Variáveis de estado

As variáveis de estado são as grandezas que determinam o comportamento de um gás. São três: **pressão**, **volume** e **temperatura**.

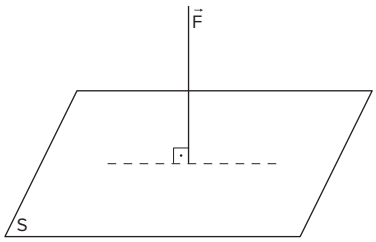
Pressão

O conceito de pressão é primitivo e intuitivo. Está relacionado à força e à área de aplicação dessa força. Por exemplo: quando uma bailarina está apoiada sobre os próprios pés totalmente plantados no chão, o peso dela exerce sobre o chão uma pressão em toda a área dos pés, mas, se essa bailarina ficar apoiada sobre as pontas dos pés, a pressão sobre o chão aumenta, uma vez que, apesar de a força peso ser a mesma, a área de aplicação da força diminuiu. Se essa mesma bailarina, com os pés totalmente plantados no chão, pegar uma criança no colo, a pressão sobre o chão também vai aumentar, pois, apesar de a área de aplicação da força ser a mesma, a força peso aumentou.

Monkey Business Images/Shutterstock.com

Bailarinos exercem grande pressão sobre o chão quando se mantêm na ponta do pé.

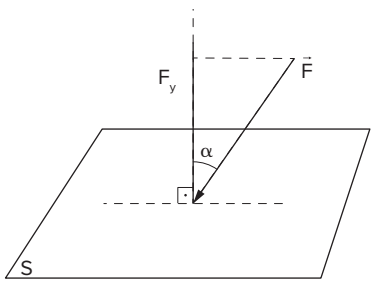
Portanto, a pressão cresce com o aumento da força aplicada e, também, com a diminuição da área de aplicação da força. Assim, define-se pressão como a razão entre o módulo da força aplicada e a área de aplicação da força. Para que a força aplicada exerça pressão sobre uma superfície, ela deve ser aplicada na direção perpendicular a essa superfície.



Representação de uma força sendo aplicada na direção perpendicular a uma superfície de área S.

$$P = \frac{F}{S}$$

Entretanto, se a força for aplicada em uma direção não perpendicular, deve-se decompor essa força nas direções ortogonais e tomar apenas a componente normal. Observe a representação a seguir.



Representação de uma força e sua componente normal sendo aplicadas a uma superfície de área S.

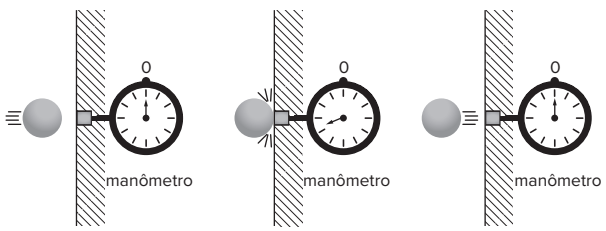
Nesse caso, a pressão deve ser calculada por meio da seguinte fórmula:

$$P = \frac{F_y}{S} \therefore P = \frac{F \cdot \cos \alpha}{S}$$

Contudo, a pressão exercida por moléculas gasosas envolve muito mais complexidade, já que elas atuam sobre as paredes do recipiente por meio de uma pressão intermitente, que só acontece quando a molécula exerce força sobre o recipiente. Isso ocorre apenas no momento do contato, ou seja, no choque da molécula contra as paredes do recipiente.

Ao pensar em uma única molécula gasosa dentro de um recipiente, ela exerce pressão em alguns momentos muito singulares, passando a maior parte do tempo sem entrar em contato com as paredes. Mas como explicar que um gás dentro de um recipiente exerce uma pressão aparentemente constante em toda a superfície? A resposta está no fato de que, dentro de um recipiente contendo um gás, existem muitas moléculas, as quais atingem a ordem de sextilhões ou septilhões.

Suponha que um manômetro (aparelho que mede pressão) esteja acoplado a determinada face de um recipiente. Observe o funcionamento desse aparelho por meio do esquema a seguir.



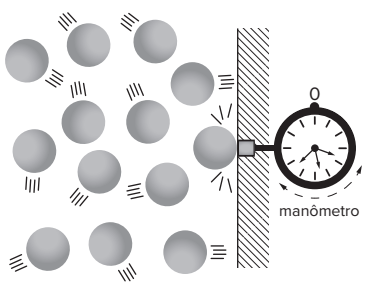
A molécula gasosa se aproxima da parede do recipiente. O manômetro indica pressão nula.

Exato instante do choque da molécula gasosa contra a parede do recipiente. O manômetro indica a pressão exercida pelo choque.

Após o choque, a molécula se afasta da parede do recipiente. O manômetro volta a indicar pressão nula.

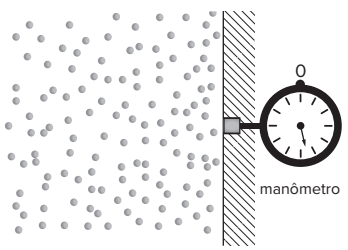
Esquema que mostra o resultado do choque de uma molécula contra a parede do recipiente.

Quando várias moléculas se chocam contra as paredes do recipiente em um intervalo de tempo muito curto, a tendência é que o ponteiro do manômetro fique indo e voltando várias vezes em um único segundo, como se estivesse oscilando.



Esquema que mostra o comportamento de um manômetro quando várias moléculas se chocam contra as paredes do recipiente.

Entretanto, quanto maior for a frequência de choques das moléculas contra as paredes do recipiente, menos o ponteiro vai oscilar, até que, para uma frequência de choques extremamente elevada, o ponteiro se estabeleça em uma posição fixa, indicando um valor de pressão média.



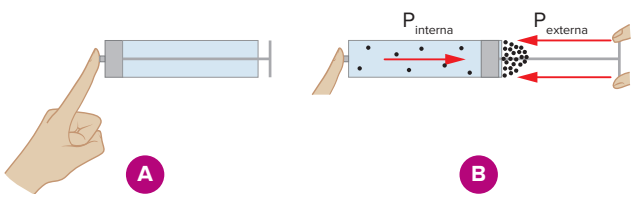
Esquema que mostra o manômetro indicando uma pressão constante quando um enorme número de moléculas se choca contra as paredes do recipiente.

Portanto, pode-se concluir que:

> A pressão exercida por um gás é o resultado dos choques das moléculas gasosas contra as paredes do recipiente.

Do mesmo modo, quando a pressão exercida pelo ar atmosférico incide sobre o corpo de uma pessoa, isso é o resultado dos choques das moléculas que compõem o ar contra o corpo do indivíduo. Por mais que a pressão exercida pelas moléculas de ar seja intermitente, o conjunto de todos esses choques com altíssima frequência tem todas as características de uma pressão constante.

Outro exemplo mostra o resultado desses choques que resultam naquilo que chamamos pressão. Se pensarmos em uma seringa (sem agulha) com o êmbolo na posição que deixa o volume interno praticamente nulo, como mostrado na imagem a seguir, taparmos o seu orifício com o dedo e puxarmos esse êmbolo para fora, sentiremos uma força significativa que empurra o êmbolo novamente para dentro. Isso é o resultado da pressão atmosférica, ou seja, é o ar que exerce essa força.



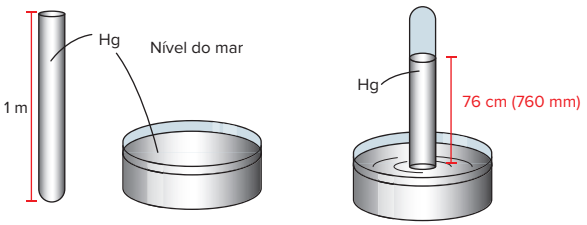
Representação esquemática que explica a diferença de pressão por meio da diferença de frequência de choques entre as paredes interna e externa de um êmbolo.

Em (A), o êmbolo está na posição em que há ar apenas entre ele e o dedo. Nesse caso, a pressão do ar nesse espaço e no ar atmosférico é a mesma. O êmbolo está em posição de equilíbrio.

Já em (B), quando o êmbolo é puxado para fora, as mesmas moléculas que ocupavam o pequeno espaço da imagem (A) ocupam agora a seringa quase por inteiro. Assim, a concentração de moléculas na seringa diminui, reduzindo a frequência de choques das moléculas gasosas contra a parede interna do êmbolo. Do lado de fora, o ar exerce sobre a parede externa do êmbolo a sua pressão habitual. Essa diferença entre a pressão interna e a externa resulta em uma força que empurra o êmbolo para dentro.

Agora que já se sabe que os gases exercem pressão por meio dos choques de suas moléculas contra uma superfície, veremos de maneira mais específica o caso da **pressão atmosférica**.

A primeira medida da pressão atmosférica foi feita por um cientista chamado Evangelista Torricelli, entre os anos de 1643 e 1646. Essa experiência se baseou em um problema estudado por Galileu Galilei relacionado ao bombeamento de água para níveis mais elevados, por volta de 1630. A experiência de Torricelli consiste em pegar um tubo de aproximadamente 1 m de comprimento, aberto em uma de suas extremidades, e completar o seu conteúdo com mercúrio (metal líquido). Fecha-se a extremidade aberta, vira-se o tubo de cabeça para baixo e mergulha-se a extremidade que foi fechada em um recipiente raso contendo mais mercúrio. Depois de mergulhada a boca que foi fechada, libera-se essa extremidade, deixando escoar o mercúrio para fora do tubo até que se atinja uma situação de equilíbrio. Quando se realiza essa experiência no nível do mar, a coluna de mercúrio se estabiliza a 76 cm (ou 760 mm) do nível externo do mercúrio. Veja a representação a seguir:



Tubo de 1 m de comprimento preenchido com mercúrio e recipiente preenchido parcialmente também com mercúrio.

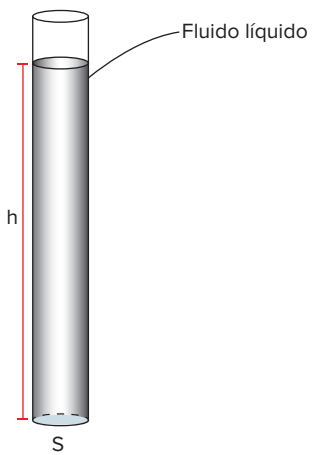
Com o tubo emborcado e sua extremidade mergulhada em mercúrio, a altura da coluna se estabiliza em 76 cm (760 mm).

Representação esquemática do experimento de Torricelli para medir a pressão atmosférica.

Alguns aspectos desse importante experimento devem ser destacados:

- A altura da coluna de um fluido é uma medida de pressão. Portanto, esse experimento mede o valor da pressão atmosférica no nível do mar sendo 76 cm de Hg (760 mm de Hg). Mas como provar que a altura de um fluido não é uma unidade de medida de comprimento, mas, sim, uma unidade de medida de pressão?

  Seja uma coluna de um fluido, como mostra a figura a seguir.



Representação de um tubo contendo um fluido líquido.

A pressão exercida por esse líquido no fundo do tubo é dada por:

$$P = \frac{F}{S} \text{ (equação I)}$$

No entanto, a força exercida sobre o fundo do tubo é o peso do fluido líquido. Logo:

$$F = m \cdot g \text{ (equação II)}$$

Assim, substituindo (II) em (I), tem-se:

$$P = \frac{m \cdot g}{S} \text{ (equação III)}$$

A densidade do fluido é dada por:

$$d = \frac{m}{V} \therefore m = d \cdot V \text{ (equação IV)}$$

Como o volume do fluido é dado pelo produto entre a área da base e a sua altura, obtém-se:

$$V = S \cdot h \text{ (equação V)}$$

Substituindo (V) em (IV), tem-se:

$$m = d \cdot (S \cdot h) \text{ (equação VI)}$$

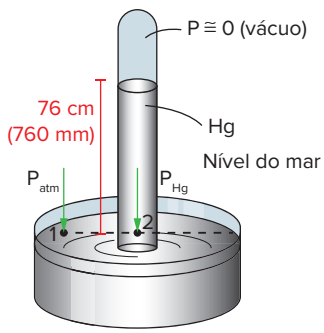
Substituindo (VI) em (III), tem-se:

$$P = \frac{dSh \cdot g}{S} \therefore P = dgh \text{ (equação VII)}$$

A equação VII é uma das relações fundamentais da ciência, conhecida como **teorema de Stevin**. Essa equação mostra que a pressão pode ser medida pela altura de um fluido. Da mesma forma, uma importante consequência dessa equação é que a diferença de pressões entre dois pontos de um mesmo fluido pode ser dada por:

$$\Delta P = dg \cdot \Delta h \text{ (equação VIII)}$$

Portanto, pontos de mesma altura têm a mesma pressão. Observe a figura a seguir.



Representação da experiência de Torricelli para medir a pressão atmosférica ao nível do mar.

Como os pontos 1 e 2 têm a mesma altura, incide sobre eles a mesma pressão. Sobre o ponto 1, atua uma coluna de um fluido gasoso, o ar atmosférico. Portanto, a pressão que incide sobre o ponto 1 é a **pressão atmosférica**. Sobre o ponto 2, incide uma coluna de um fluido líquido, que é o metal mercúrio. Assim:

$P_1 = P_2 \therefore P_{atm} = P_{Hg} \therefore P_{atm} = 76$ cmHg (760 mmHg)

A unidade mmHg também pode ser chamada de **Torr**, em homenagem a Torricelli.

É possível transformar esse valor para unidades do Sistema Internacional de Unidades (SI), que, no caso da pressão, seria N/m^2 (força/área). Essa unidade também pode ser chamada de **pascal**, cujo símbolo é Pa.

$$P_{atm} = P_{Hg} \therefore P_{atm} = dgh$$

Como a densidade do mercúrio é de 13,6 g/cm^3, a aceleração da gravidade é de 9,8 m/s^2, e a altura da coluna é de 76 cm, tem-se:

$$P_{atm} = dgh \Rightarrow P_{atm} = 13{,}6\ \frac{g}{cm^3} \cdot 9{,}8\ \frac{m}{s^2} \cdot 76\ cm \Rightarrow$$

$$\Rightarrow P_{atm} = 13{,}6\ \frac{10^{-3}\ kg}{cm^2} \cdot 9{,}8\ \frac{m}{s^2} \cdot 76 \Rightarrow P_{atm} \cong 10{,}13\ \frac{N}{cm^2} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow P_{atm} \cong 10{,}13\ \frac{N}{(10^{-2}\ m)^2} \therefore P_{atm} \cong 1{,}013 \cdot 10^5\ \frac{N}{m^2}$$

Ou também: $P_{atm} \cong 1{,}013 \cdot 10^5$ Pa

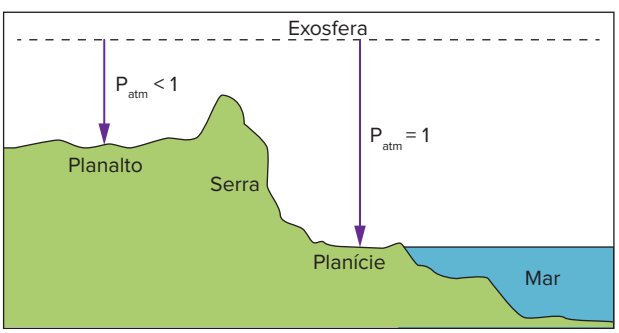
Há ainda uma outra unidade de medida de pressão chamada **bar**. Ela é praticamente igual à pressão atmosférica ao nível do mar e tem-se que:

$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$$

O mercúrio foi escolhido como o fluido líquido na experiência de Torricelli por duas razões. A primeira é que, sendo um fluido de alta densidade, o tamanho da coluna não seria tão grande, não havendo a necessidade de tubos de ensaio com comprimento inviável. Para se ter uma ideia, se, em vez do mercúrio, fosse usada a água, a altura da coluna teria que ter pouco mais de 10 m.

A segunda razão é que o mercúrio é um líquido que praticamente não evapora. Em comparação com a água, ele evapora aproximadamente 3 200 vezes menos. Como consequência disso, a pressão acima da coluna de mercúrio é praticamente nula (vácuo). Assim, a pressão exercida no ponto 2 da figura anterior é praticamente a pressão exercida pela coluna de mercúrio líquido. Se o líquido fosse água, por exemplo, ela evaporaria de tal modo que acima de sua coluna haveria uma pressão pequena, mas significativa, de vapor de água. Portanto, no ponto 2, estariam agindo a pressão exercida pela coluna de água e a exercida pelo vapor de água acima da coluna. Desse modo, a presença significativa de vapor mascara o valor da pressão a ser medida, pois ela não será mais apenas aquilo indicado pela coluna de líquido.

Quando se realiza esse experimento em altitudes mais elevadas, o tamanho da coluna de mercúrio não será mais de 76 cm, porque a densidade do ar atmosférico vai diminuindo com o aumento da altitude, o que resulta em menor pressão atmosférica. Pode-se fazer uma analogia com o tamanho da coluna de ar, que vai diminuindo com o aumento da altitude, o que resulta, para uma situação de equilíbrio, em uma diminuição da coluna de mercúrio na experiência de Torricelli. Veja a figura a seguir:



Diferença da pressão atmosférica em função da altitude.

No nível do mar, atribui-se à pressão atmosférica o valor de 1 atm, já que a pressão que incide sobre essa altitude é a de 1 atmosfera terrestre inteira. A cada 5,6 km de altitude, aproximadamente, a pressão atmosférica cai pela metade.

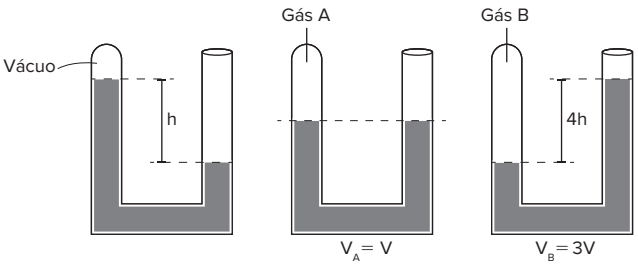
O aparelho utilizado para medir a pressão atmosférica é chamado de **barômetro**. A relação entre as principais unidades de medida de pressão é dada por:

$$1 \text{ atm} = 76 \text{ cmHg} = 760 \text{ mmHg (Torr)} = 1{,}013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$
$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$$

FRENTE 3

Exercícios resolvidos

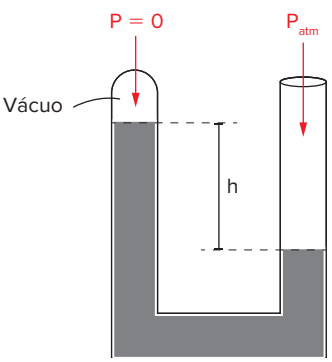
1. Considere três tubos em U, com uma extremidade aberta e a outra fechada, conforme mostrado na imagem a seguir.



A parte cinza representa mercúrio líquido. Os três tubos se encontram no mesmo ambiente, cuja pressão atmosférica é de 1 atm. Qual o valor da pressão de B?

Resolução:

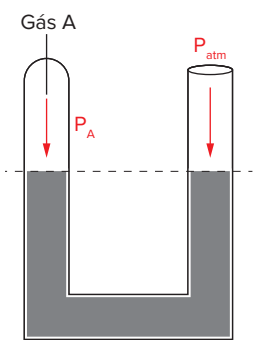
Segundo o teorema de Stevin, a diferença de pressões é dada por: $\Delta P = dg\Delta h$.
Para o primeiro tubo, temos:



Onde há vácuo, a pressão é zero. A superfície do líquido que está na extremidade aberta do tubo está submetida à pressão atmosférica.
Como $\Delta P = P_{maior} - P_{menor}$, temos:

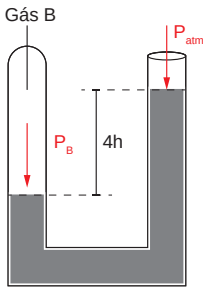
$P_{maior} - P_{menor} = dg\Delta h \Rightarrow P_{atm} - 0 = dgh \therefore P_{atm} = dgh$ (i)

No segundo tubo, como não há diferença de altura nas duas extremidades, temos:



$P_{maior} - P_{menor} = dg\Delta h \Rightarrow P_A - P_{atm} = dg \cdot 0 \therefore P_A = P_{atm}$ (ii)

Para o terceiro tubo, temos:



$P_{maior} - P_{menor} = dg\Delta h \therefore P_B - P_{atm} = dg4h$ (iii)

Substituindo (i) em (iii), obtém-se:

$P_B - P_{atm} = 4dgh \Rightarrow P_B - P_{atm} = 4\,P_{atm} \Rightarrow P_B = 5P_{atm}$
$\therefore P_B = 5$ atm

Observação: O dado do volume não foi utilizado nesse problema, mas será empregado em um outro exercício resolvido mais à frente.

2. A altura de uma coluna de certo líquido é uma unidade de medida de pressão, não de comprimento. Sendo assim, qual o valor da pressão de 8 m de óleo, cuja densidade é de 0,9 g/cm^3, nas unidades a seguir?

a) Pa
b) atm
c) mmHg (Torr)
d) bar

Resolução:

a) Pelo teorema de Stevin:

$$P = dgh \Rightarrow P = 0{,}9\,\frac{g}{cm^3} \cdot 9{,}8\,\frac{m}{s^2} \cdot 8\ m \Rightarrow$$

$$\Rightarrow P = 70{,}56\,\frac{10^{-3}\,kg}{(10^{-2}\,m)^3} \cdot \frac{m}{s^2} \cdot m \Rightarrow P = 70{,}56 \cdot 10^3\,\frac{N}{m^2}$$

$\therefore P = 7{,}056 \cdot 10^4$ Pa

b) Como 1 atm = $1{,}013 \cdot 10^5$ Pa e, pelo item anterior,

$$P = 7{,}056 \cdot 10^4 \text{ Pa} \Rightarrow P = 7{,}056 \cdot 10^4 \cdot \frac{1}{1{,}013 \cdot 10^5} \text{ atm},$$

$\therefore P \cong 0{,}7$ atm

c) Como 1 atm = 760 mmHg, temos:

$P \cong 0{,}7$ atm $\Rightarrow P \cong 0{,}7$ atm $\cdot$ 760 mmHg
$\therefore P = 532$ mmHg

d) Como 1 bar = 10^5 Pa, temos:

$$P = 7{,}056 \cdot 10^4 \text{ Pa} \Rightarrow P = 7{,}056 \cdot 10^4 \cdot \frac{1}{10^5} \text{ bar}$$

$\therefore P = 0{,}7056$ bar

Temperatura

Uma noção intuitiva de temperatura é a que se refere a uma grandeza que mede se um meio está mais quente ou mais frio que outro. Entretanto, o conceito de temperatura é bem mais técnico e menos intuitivo do que o conceito de pressão que acabou de ser estudado. A definição formal de temperatura para um gás é:

Temperatura é uma medida da energia cinética média translacional das partículas do meio gasoso.

Suponha dois gases A e B, em que A se encontra a 30 °C e B a 40 °C. Qual é o gás que tem as moléculas mais velozes?

Pode-se pensar que é o gás B. Contudo, com os dados fornecidos, não é possível saber qual dos dois gases tem as moléculas mais velozes. A confusão tem como origem um conceito de temperatura muito difundido e bastante incompleto que diz que temperatura é uma medida do grau de agitação das moléculas. Devido a esse conceito, pode ocorrer a interpretação errônea de que a agitação das moléculas refere-se às suas velocidades, o que é falso, pois essa agitação refere-se à energia cinética.

Ao analisar a equação a seguir, percebe-se que é possível que um gás mais quente (temperatura mais alta e, portanto, maior energia cinética das partículas), por apresentar moléculas mais pesadas, tenha partículas menos velozes do que um gás mais frio, mas que tenha partículas mais leves.

$$E_c = \frac{m \cdot v^2}{2}$$

Observe o caso a seguir.

- Gás A (1 mol de hélio) e v = 450 m/s.
- Gás B (1 mol de dióxido de enxofre) e v = 440 m/s.

Com isso:

$$E_{c,\,He} = \frac{4 \cdot 10^{-3}\,kg \cdot \left(\frac{450\,m}{s}\right)^2}{2} \therefore E_{c,\,He} = 405\,J$$

$$E_{c,\,SO_2} = \frac{64 \cdot 10^{-3}\,kg \cdot \left(\frac{440\,m}{s}\right)^2}{2} \therefore E_{c,\,SO_2} = 6195{,}2\,J$$

Note que, apesar de o gás A ter as moléculas mais velozes, a energia cinética de suas partículas é menor, o que certamente resulta no fato de o gás A estar mais frio (temperatura menor) do que o gás B.

A definição menciona a energia cinética **média** das partículas porque, em um recipiente contendo um gás em uma temperatura uniforme, as moléculas apresentam velocidades distintas e, consequentemente, diferentes energias cinéticas. A temperatura de um gás é a medida da energia cinética média das partículas. O gráfico a seguir ilustra o que foi explicado anteriormente.

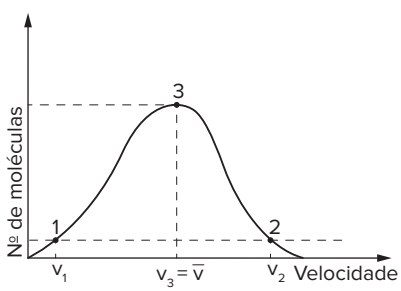


Gráfico da distribuição das velocidades translacionais das partículas gasosas de um sistema gasoso a uma temperatura T.

Note que, nos pontos 1 e 2, o gráfico revela que poucas são as moléculas com velocidade muito alta (v_2) ou muito baixa (v_1). A maioria delas tem uma velocidade intermediária, muito próxima da velocidade média ($v_3 = v_{média} = \overline{v}$).

Vale ressaltar que as velocidades de rotação e de vibração interna das moléculas gasosas não têm influência na temperatura. A prova disso é que, se for elevada apenas a velocidade de rotação dessas partículas, isso não aumentaria a frequência de choques dessas moléculas contra as paredes do recipiente, ou seja, a pressão exercida por esse gás permaneceria a mesma. Desse modo, a temperatura, portanto, continuaria a mesma, já que o aquecimento aumenta a pressão exercida por um gás a volume constante.

Logo:

$$\overline{E}_{c,\,translacional} = k \cdot T$$

O fator de proporcionalidade (k) é o mesmo para todos os gases. Assim:

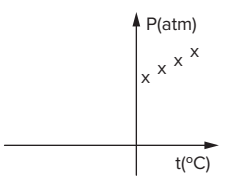
$$\overline{E}_{c,\,translacional} = k \cdot T \therefore \frac{m \cdot \overline{v}^2}{2} = k \cdot T$$

A massa (m) e o fator de proporcionalidade (k) são valores positivos. A velocidade pode ter qualquer valor, mas, quando se eleva esse valor ao quadrado, o número resultante é um valor não negativo. Portanto, matematicamente, a temperatura deve ser um número maior ou igual a zero:

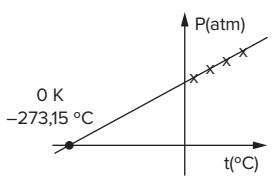
$$T \geqslant 0$$

Então, como explicar temperaturas negativas de −10 °C, por exemplo? As escalas Celsius e Fahrenheit são chamadas de **escalas relativas**, pois não medem a energia cinética média das moléculas, mas são expressas em números associados a essas medidas, chamadas de **escalas absolutas**. Um exemplo muito importante e de uso frequente de escala absoluta é a escala **Kelvin**.

Para que uma escala de temperatura seja absoluta (e, portanto, meça a energia cinética média das partículas), ela deve admitir como valor mínimo o zero. Ou seja, um sistema a zero Kelvin (0 K) tem energia cinética média translacional nula. Mas como relacionar uma escala relativa como Celsius e uma escala absoluta como Kelvin? Isso foi feito tomando-se um gás em um recipiente fechado e medindo-se a pressão desse gás em temperaturas distintas. O resultado é um gráfico de pressão *versus* temperatura, que para os gases ideais é uma reta.



Cada ponto destacado na curva P × t representa o valor da pressão de um gás confinado em um recipiente indeformável em diferentes temperaturas.



A união desses pontos resulta em uma reta para qualquer gás ideal. O prolongamento para P = 0 indica que as partículas não transladam em pressão nula. Esse é o zero absoluto, que se dá a −273,15 °C.

FRENTE 3

O valor de −273,15 °C pode ser aproximado para −273 °C. Com isso, é possível estabelecer a seguinte relação entre as duas escalas:

$$T(K) = t(°C) + 273$$

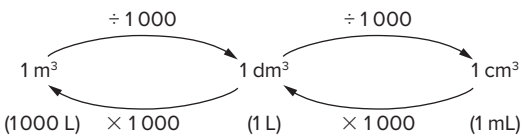
Essa relação é importante na resolução de problemas, pois, em geral, a temperatura é fornecida em °C, mas as relações matemáticas que descrevem o comportamento de um gás devem ter os valores de temperatura em Kelvin (**K**), pois apenas a temperatura em escala absoluta mede, de fato, a energia cinética média das partículas.

Volume

O volume é o espaço ocupado por um gás. Essa medida significa que estamos contabilizando, por meio de uma soma, o volume das moléculas gasosas e o volume do espaço vazio que as circunda. Para o caso específico do gás ideal, o volume das moléculas é igual a zero, sendo que o volume ocupado nada mais é do que o volume do espaço vazio delimitado pelas paredes do recipiente que contém esse gás.

O volume, portanto, não é uma característica do gás, mas do recipiente que o contém. Isso faz sentido, já que um mesmo gás pode ocupar diferentes volumes, ou seja, pode ser acondicionado em recipientes de tamanhos distintos, o que resulta em pressões e/ou temperaturas diferentes.

Deve-se ter atenção com as transformações de unidades. Para isso, sugere-se que as observações cotidianas sejam sempre lembradas. Uma caixa-d'água tradicional tem 1 000 L e dimensões equivalentes a um cubo de 1 m de aresta. Portanto, 1 m^3 = 1 000 L, mas 1 m^3 = $(10\ dm)^3$ = 1 000 dm^3. Da mesma forma, 1 dm^3 = $(10\ cm)^3$ = 1 000 cm^3. Logo:



Transformações gasosas

Uma transformação gasosa é qualquer mudança nas variáveis de estado de um gás que mantém constante a sua quantidade de matéria.

Quando um gás confinado em um recipiente hermeticamente fechado é aquecido, tem a sua pressão e/ou o seu volume alterados. Trata-se de uma transformação gasosa, pois houve alteração nas variáveis de estado, sem que houvesse variação na quantidade de matéria do gás (recipiente fechado).

Porém, se um gás tem a sua pressão alterada dentro de um recipiente porque ele está vazando, tem-se uma mudança nas variáveis de estado desse gás, mas isso não é uma transformação gasosa, porque há mudança na quantidade de matéria do gás no volume do recipiente.

As transformações gasosas começaram a ser pesquisadas na segunda metade do século XVII, inicialmente de maneira amadora. As publicações mais técnicas e com respaldo da metodologia científica ocorreram entre 1662 e 1787 e serão estudadas a partir deste momento.

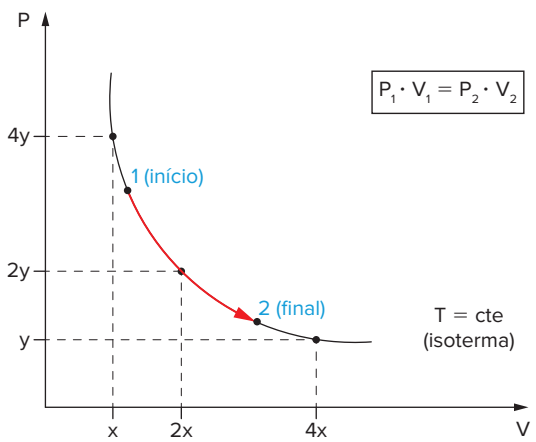
Isotérmica

É o tipo de transformação que um gás sofre quando a temperatura é mantida constante e é o mais fácil de ser percebido. Por isso foi o primeiro a ser estudado e a ter resultados publicados, em 1662, por Robert Boyle e, de maneira independente, em 1676, por Edme Mariotte. Portanto, essa transformação também é chamada de lei de Boyle-Mariotte, ou simplesmente **lei de Boyle**.

Uma transformação isotérmica ocorre quando o êmbolo de um cilindro contendo um gás é puxado ou empurrado de modo que não se faça isso de maneira muito rápida. Ao pressionar o êmbolo, o volume do gás é reduzido e vice-versa. A condição de não se fazer isso muito depressa é porque, quando um gás é pressionado rapidamente, ele esquenta, e a temperatura passa a não ser mais constante. O mesmo ocorre quando um gás é despressurizado rapidamente e esfria. Esse é o princípio de funcionamento de uma geladeira. O gás da geladeira é pressionado atrás dela pelo compressor (por isso a parte de trás da geladeira é quente) e perde pressão quando entra em uma serpentina dentro do congelador.

Em suas medições, Boyle concluiu que, à temperatura constante, ao dobrar a pressão, o volume era reduzido pela metade. Ao triplicar a pressão, o volume era reduzido a um terço e assim por diante. Esse comportamento experimental mostra que, quando a temperatura é constante, **pressão e volume são grandezas inversamente proporcionais**, ou seja, o produto entre elas é constante para transformações isotérmicas.

A curva que revela o comportamento de duas grandezas inversamente proporcionais é uma hipérbole equilátera. Sabendo que transformar um gás é passá-lo de um estado 1 (inicial) para um estado 2 (final), observe como fica um gráfico típico de uma transformação isotérmica:

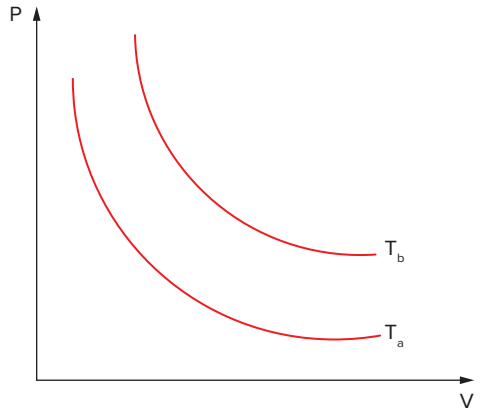


Curva da transformação isotérmica em um gráfico P *versus* V para um gás ideal.

O gráfico mostra a transformação sofrida por um gás ao passar de um estado inicial (1) para um estado final (2). Se ela ocorre sobre a hipérbole equilátera no diagrama P *versus* V é porque a temperatura permaneceu constante. Nesse caso, o produto entre a pressão e o volume é sempre constante e tem-se:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

Observe o gráfico a seguir:

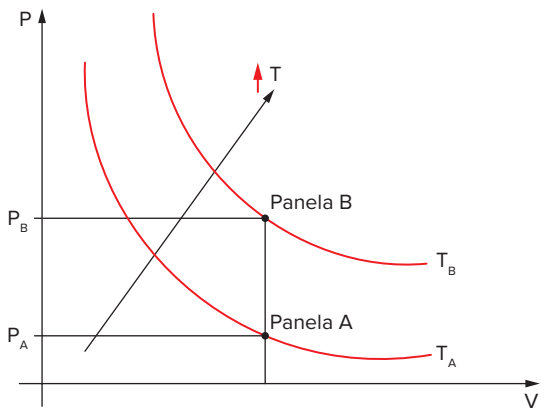


Curvas da transformação isotérmica em um gráfico P *versus* V para um mesmo gás ideal, em duas temperaturas distintas.

Em todos os pontos da isoterma T_a a temperatura permanece constante, assim como em todos os pontos da isoterma T_b. No entanto, como são isotermas distintas, as temperaturas são distintas. Mas qual é a maior temperatura: T_a ou T_b?

Há um modo matemático de se responder a essa pergunta, porém vamos relacionar o problema com o cotidiano. Pode-se pensar em duas panelas de pressão idênticas (mesmo volume), com a mesma quantidade de gás em seus interiores e com a válvula de segurança ainda fechada em ambos os casos. A panela com maior pressão é, certamente, a mais quente.

Observe o gráfico:



Comparação entre duas temperaturas distintas em um gráfico P *versus* V para transformações isotérmicas.

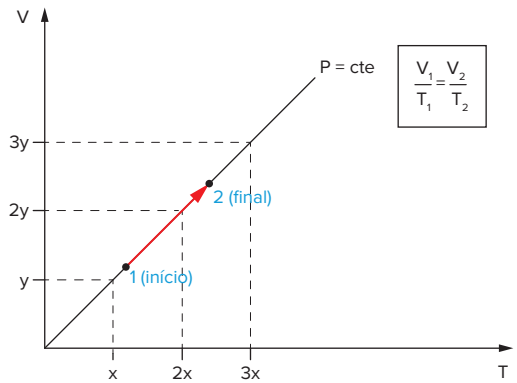
Como $P_B > P_A$, então a panela B está mais quente do que a panela A. Assim, $T_B > T_A$. Logo, quanto mais afastada da origem estiver a isoterma, maior será a sua temperatura.

Isobárica

É o tipo de transformação que um gás sofre quando a pressão é mantida constante. O comportamento dessa transformação foi estudado e publicado em 1878 por Jacques Charles, que formulou a **lei de Charles**.

As transformações isobáricas ocorrem, em geral, em recipientes perfeitamente deformáveis ou que estejam com o êmbolo totalmente livre. Nessas transformações, os experimentos com gases muito próximos da idealidade mostram que, à pressão constante, quando se dobra a temperatura absoluta, também se dobra o volume ocupado pelo gás. Quando a temperatura absoluta triplica, o volume ocupado pelo gás também triplica. Portanto, a partir dos resultados experimentais, pode-se concluir que **volume e temperatura são grandezas diretamente proporcionais**, ou seja, a razão entre o volume e a temperatura absoluta é constante para transformações isobáricas.

A curva que revela o comportamento de duas grandezas diretamente proporcionais é uma reta. Dessa forma, a transformação isobárica, de um estado inicial para um estado final, pode ter seu comportamento visualizado por meio do gráfico a seguir.



Curva da transformação isobárica em um gráfico V *versus* T para um gás ideal.

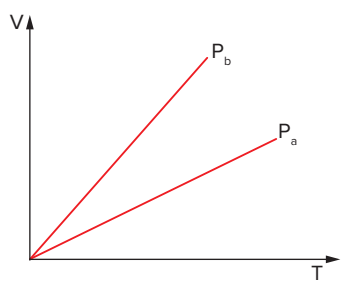
O gráfico mostra a transformação sofrida por um gás ao passar de um estado inicial (1) para um estado final (2). Se ela ocorre sobre a reta que parte da origem no diagrama V *versus* T é porque a pressão permaneceu constante. Nesse caso, a razão entre o volume e a temperatura absoluta é sempre constante e tem-se:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

A escala de temperatura a ser utilizada não pode admitir valores negativos, já que isso resultaria na possibilidade de o volume também ser negativo. Portanto, a escala a ser utilizada deve ser absoluta (utiliza-se como escala absoluta preferencial o Kelvin).

Outra observação importante é a de que a reta no gráfico V *versus* T parte da origem. Isso ocorre porque, quando o gás está teoricamente a zero Kelvin, a energia cinética das partículas seria igual a zero, ou seja, as moléculas estariam paradas. Nesse caso, não haveria espaço vazio entre as moléculas. Assim, o volume ocupado pelo gás seria apenas o volume de suas moléculas. No caso do gás ideal, esse valor é igual a zero.

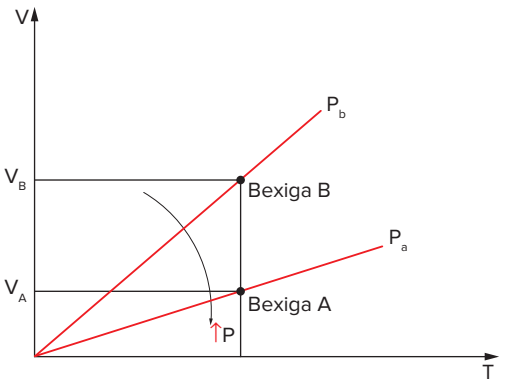
Observe o gráfico a seguir:



Curvas da transformação isobárica em um gráfico V *versus* T para um mesmo gás ideal, em duas pressões distintas.

A pressão permanece constante em todos os pontos da reta P_a e em todos os pontos da reta P_b. Como são retas distintas, as pressões também são distintas. Qual é a maior pressão: P_a ou P_b?

Suponha duas bexigas na mesma temperatura e com a mesma quantidade de gás em seus interiores. A bexiga com maior volume é, certamente, aquela que está submetida a menor pressão. Observe no gráfico:



Comparação entre duas pressões distintas em um gráfico V *versus* T para transformações isobáricas.

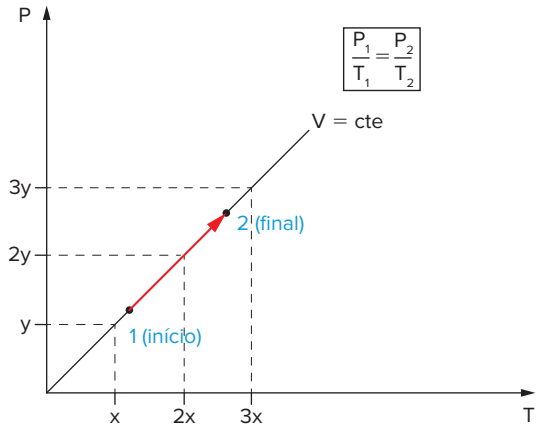
A pressão exercida sobre a bexiga B é menor do que a pressão exercida sobre a bexiga A, porque a bexiga submetida à maior pressão tem o menor volume quando a temperatura for a mesma nos dois casos.

Note que quanto menor o ângulo formado entre a reta e o eixo da temperatura, ou seja, quanto mais "deitada" estiver a reta em um diagrama V *versus* T para transformações isobáricas, maior será o valor de pressão.

Isocórica, isométrica ou isovolumétrica

É o tipo de transformação que um gás sofre quando o volume é mantido constante. Seu comportamento pode ser facilmente deduzido a partir da transformação isobárica. Se um gás é aquecido à pressão constante, seu volume aumenta. Entretanto, se o recipiente for indeformável, o volume não pode aumentar, mas a pressão aumentará. Esse raciocínio foi desenvolvido na época da publicação da transformação isobárica, em 1787. Assim, não houve um estudo específico para transformações isocóricas, e, apesar de não se recomendar que essa lei seja atribuída a alguém, é comum que seja chamada de **lei de Gay-Lussac**. Deve-se deixar claro que Louis Joseph Gay-Lussac estudou os gases, mas não publicou nada especificamente sobre as transformações a volume constante. Portanto, atribuir o seu nome a essa lei é apenas uma homenagem.

As transformações isocóricas ocorrem, em geral, em recipientes indeformáveis. Nessas transformações, os experimentos com gases muito próximos da idealidade mostram que, a volume constante, quando se dobra a temperatura absoluta, também se dobra a pressão exercida pelo gás. Quando a temperatura absoluta triplica, a pressão exercida pelo gás também triplica. Dessa forma, a partir dos resultados experimentais, pode-se concluir que **pressão e temperatura são grandezas diretamente proporcionais**, ou seja, a razão entre a pressão e a temperatura absoluta é constante para transformações isocóricas. Assim, de um estado inicial para um estado final, pode ter seu comportamento visualizado por meio do seguinte gráfico:



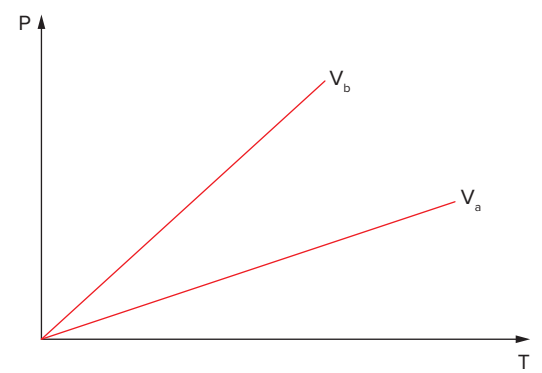
Curva da transformação isocórica em um gráfico P *versus* T para um gás ideal.

O gráfico mostra a transformação sofrida por um gás ao passar de um estado inicial (1) para um estado final (2). Se ela ocorre sobre a reta que parte da origem no diagrama P *versus* T é porque o volume foi mantido constante. Nesse caso, a razão entre a pressão e a temperatura absoluta é sempre constante e tem-se:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Para essa lei, a escala de temperatura também deve ser absoluta. O contrário resultaria no fato de a pressão poder ser negativa. Portanto, o uso de escalas relativas como Celsius e Fahrenheit não é permitido. Usa-se preferencialmente a escala absoluta Kelvin.

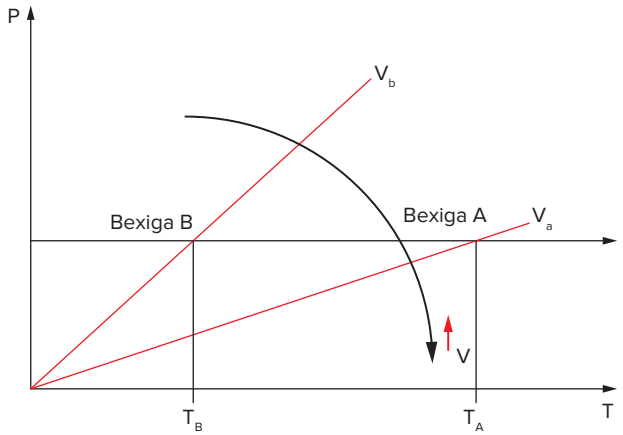
Outra observação importante é a de que a reta no gráfico P *versus* T parte da origem. Isso ocorre porque, quando o gás está teoricamente a zero Kelvin, a energia cinética das partículas seria igual a zero, ou seja, as moléculas estariam paradas. Nesse caso, as moléculas gasosas não se chocariam contra as paredes do recipiente. Assim, no zero absoluto, a pressão exercida pelo gás seria nula. Observe o gráfico a seguir.



Curvas da transformação isocórica em um gráfico P *versus* T para um mesmo gás ideal, em dois volumes distintos.

O volume permanece constante em todos os pontos da reta V_a e em todos os pontos da reta V_b. Como são retas distintas, os volumes ocupados pelos gases também são distintos. Qual é o maior volume: V_a ou V_b?

Suponha duas bexigas submetidas à mesma pressão atmosférica, com a mesma quantidade de gás em seus interiores. A bexiga mais quente é, certamente, aquela cujo gás ocupará mais volume. Observe no gráfico:



Comparação entre dois volumes distintos em um gráfico P *versus* T para transformações isocóricas.

Como a bexiga A está mais quente do que a bexiga B, então o gás em A ocupa mais volume do que o gás em B, para uma mesma pressão.

Note que quanto menor o ângulo formado entre a reta e o eixo da temperatura, ou seja, quanto mais "deitada" estiver a reta em um diagrama P *versus* T para transformações isocóricas, maior será o valor do volume.

Geral

Uma transformação gasosa é chamada de geral quando nenhuma das variáveis de estado permanece constante. A melhor maneira de se deduzir uma equação para a transformação geral é levar em conta um estado intermediário entre os estados inicial e final. Com isso, passam a ser duas transformações gasosas. Pode-se supor que a primeira transformação (do estado inicial até o estado intermediário) é isotérmica, e a segunda (do estado intermediário até o estado final) é isobárica.

Esquematizando, tem-se:

Estado inicial $(P_1; V_1; T_1)$ $\xrightarrow[1]{T = cte}$ Estado intermediário $(P'; V'; T')$ $\xrightarrow[2]{P = cte}$ Estado final $(P_2; V_2; T_2)$

Para a transformação designada por 1, tem-se:

- $T_1 = T'$ (i)
- $P_1 \cdot V_1 = P' \cdot V'$ (ii)

Para a transformação designada por 2, tem-se:

- $P' = P_2$ (iii)
- $\frac{V'}{T'} = \frac{V_2}{T_2}$ (iv)

Substituindo (i) em (iv), tem-se:

- $\frac{V'}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \therefore V' = \frac{V_2}{T_2} \cdot T_1$ (v)

Substituindo (iii) em (ii), tem-se:

- $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V'$ (vi)

Substituindo (v) em (vi), tem-se:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot \frac{V_2}{T_2} \cdot T_1 \therefore \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Essa importante relação que acabamos de deduzir e que revela o comportamento de um gás ideal em uma transformação geral é chamada de **equação geral dos gases**.

Exercícios resolvidos

3. Suponha que um recipiente tem uma resistência mecânica que impede a sua deformação até que o gás que ele contém atinja uma determinada pressão. Uma vez atingida, o recipiente se deforma quase que instantaneamente até que o seu volume seja tal que a pressão interna do gás seja de 1 atm, que é a pressão atmosférica local. Sabe-se que esse recipiente, de volume 6 L, contém um gás a uma pressão inicial de 1 atm e temperatura de 27 °C. Ao aquecer, quando a temperatura atinge o valor de 327 °C, o recipiente deforma-se.

a) A que pressão o recipiente se deforma?

b) Depois da deformação, qual é o volume do recipiente?

Resolução:

a) A transformação gasosa até o momento imediatamente anterior à deformação é isocórica, ou seja, o volume é mantido constante. Nesse caso:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

A temperatura deve sempre ser em escala absoluta. Assim:

$T(K) = t(°C) + 273 \Rightarrow T(K) = 27 + 273 \therefore T(K) = 300\ K$

$T(K) = t(°C) + 273 \Rightarrow T(K) = 327 + 273 \therefore T(K) = 600\ K$

Logo:

$$\frac{1}{300} = \frac{P_2}{600} \therefore P_2 = 2\ atm$$

b) A segunda transformação, que ocorre durante a deformação do recipiente, é isotérmica. Assim:

$$\underbrace{P_1 \cdot V_1}_{\text{antes da explosão}} = \underbrace{P_2 \cdot V_2}_{\text{depois da explosão}} \Rightarrow 2 \cdot 6 = 1 \cdot V_2 \therefore V_2 = 12\ L$$

4. Um cilindro com êmbolo móvel contém um gás ideal a uma pressão de 3 atm, temperatura de 127 °C e ocupa, nessas condições, um volume de 3 L. Faz-se uma transformação de tal forma que a temperatura atinge o valor de 227 °C e o volume ocupado pelo gás passa a ser de 7,5 L. Qual é a pressão exercida pelo gás?

Resolução:

A transformação gasosa é geral, pois há mudança nas três variáveis de estado. Nesse caso, deve-se usar a equação geral dos gases:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{3 \cdot 3}{400} = \frac{P_2 \cdot 7{,}5}{500} \therefore P_2 = 1{,}5\ atm$$

5. Um recipiente indeformável contém um gás ideal. Durante um aquecimento, a pressão aumentou em 10%, e a temperatura aumentou 25 °C. Qual é o valor da temperatura inicial?

Resolução:

A transformação gasosa, nesse caso, é isocórica. Portanto:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Rightarrow \frac{P_1}{T_1} = \frac{1{,}1 \cdot P_1}{T_1 + 25} \Rightarrow 1{,}1 \cdot T_1 = T_1 + 25 \Rightarrow$$
$$\Rightarrow 0{,}1 \cdot T_1 = 25 \therefore T_1 = 250\ K = -23\ °C$$

Há uma dúvida muito comum nesse caso: não se deveria passar a variação de 25 °C para K? A resposta é não, pois a temperatura em Celsius não é a mesma temperatura em Kelvin, mas a variação de temperatura em Celsius e em Kelvin é a mesma.

Equação de estado

Essa equação relaciona as três variáveis de estado de um gás e o número de moléculas gasosas. Foi desenvolvida e demonstrada por Benoit Paul Émile Clapeyron, um cientista francês nascido em 1799 que se destacou como professor e pesquisador nas áreas de termodinâmica e construção de estradas de ferro. A equação de estado de um gás é chamada também de **equação de Clapeyron**.

O modelamento para a dedução dessa equação parte do princípio de que um gás pode ter infinitos estados. Entre eles basta memorizar um para que se conheçam todos os outros. Isso é possível devido à equação geral dos gases, estudada no item anterior deste capítulo.

Para memorizar um estado de um gás, deve-se optar por números fáceis e que sejam viáveis do ponto de vista experimental. Assim, escolheu-se inicialmente a pressão de 1 atm, de fácil memorização e cujo valor corresponde à pressão atmosférica no nível do mar. Optou-se também pela temperatura de 0 °C, que é aquela na qual água e gelo coexistem em equilíbrio. Esse par de condições (P = 1 atm; T = 0 °C = 273 K) passou a ser chamado de **Condições Normais de Temperatura e Pressão (CNTP)**.

Sabe-se que, quando 1 mol de um gás ideal qualquer é submetido às CNTP e mede-se experimentalmente o volume que esse gás ocupa, o valor desse volume é de 22,4 L. Tomando-se 2 mol de um gás ideal nas CNTP, o volume será de 2 · 22,4 L. Para 6 mol de um gás ideal nas CNTP, o volume será de 6 · 22,4 L. Assim, para *n* mol de um gás ideal nas CNTP, o volume será de n · 22,4 L.

Substituindo esses valores na equação geral dos gases, tem-se:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{1\ atm \cdot n \cdot 22{,}4\ L/mol}{273\ K} \Rightarrow$$
$$\Rightarrow \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = n \cdot \frac{1 \cdot 22{,}4}{273} \cdot \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K} \therefore \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = n \cdot 0{,}082 \cdot \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K}$$

O valor encontrado de $0{,}082 \cdot \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K}$ vale para qualquer gás ideal, será representado pela letra R e chamado de constante universal dos gases. Logo:

$$R = 0{,}082 \cdot \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K}$$

Em outras unidades, R pode ter os seguintes valores:

$$R = 62{,}3 \cdot \frac{mmHg \cdot L}{mol \cdot K} = 8{,}314 \cdot \frac{J}{mol \cdot K} = 2 \cdot \frac{cal}{mol \cdot K}$$

Assim:

$$\frac{P \cdot V}{T} = n \cdot R \therefore PV = nRT$$

(equação de estado ou equação de Clapeyron)

Atenção

Uma observação importante é a de que as novas CNTP são ligeiramente diferentes das que eram adotadas antigamente. Em vez de a pressão ser de 1 atm, ela deve ser de 1 bar. A temperatura se manteve a mesma. Lembre-se de que 1 atm = $1{,}013 \cdot 10^5$ Pa e que 1 bar = $1 \cdot 10^5$ Pa. Assim, nas novas CNTP, o volume molar pode ser calculado da seguinte forma:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \Rightarrow 1{,}013 \cdot 10^5\ Pa \cdot 22{,}4\ \frac{L}{mol} = 1 \cdot 10^5\ Pa \cdot V_2$$
$$\therefore V_2 = 22{,}71\ L/mol$$

A partir da equação de Clapeyron, é possível deduzir a **lei de Avogadro**. Aplicando-se a equação de Clapeyron para dois gases ideais A e B, tem-se:

Gás A: $P_A \cdot V_A = n_A \cdot R \cdot T_A$ (i)

Gás B: $P_B \cdot V_B = n_B \cdot R \cdot T_B$ (ii)

Dividindo-se (i) por (ii), obtém-se:

$$\frac{P_A \cdot V_A}{P_B \cdot V_B} = \frac{n_A \cdot R \cdot T_A}{n_B \cdot R \cdot T_B}$$

Se os gases A e B ocupam os mesmos volumes, nas mesmas condições de temperatura e pressão, tem-se:

$$P_A = P_B \qquad V_A = V_B \qquad T_A = T_B$$

Logo:

$$\frac{P_A \cdot V_A}{P_B \cdot V_B} = \frac{n_A \cdot R \cdot T_A}{n_B \cdot R \cdot T_B} \Rightarrow 1 = \frac{n_A}{n_B} \therefore n_A = n_B$$

Portanto, a lei de Avogadro tem o seguinte enunciado:

> Se dois gases ocupam os mesmos volumes, nas mesmas condições de temperatura e pressão, eles têm a mesma quantidade de matéria (número de moléculas).

Deve-se dizer que a lei de Avogadro é anterior à equação de Clapeyron, e, portanto, aquela não foi historicamente deduzida a partir desta.

Exercícios resolvidos

6. Retome o enunciado do exercício resolvido 1 e determine a razão entre a quantidade de matéria do gás B e a quantidade de matéria do gás A. Considere que a temperatura dos dois gases é a mesma.

Resolução:

Aplicando-se a equação de Clapeyron para dois gases ideais A e B, tem-se:

Gás A: $P_A \cdot V_A = n_A \cdot R \cdot T_A$ (i)

Gás B: $P_B \cdot V_B = n_B \cdot R \cdot T_B$ (ii)

Dividindo-se (i) por (ii), tem-se:

$$\frac{P_A \cdot V_A}{P_B \cdot V_B} = \frac{n_A \cdot R \cdot T_A}{n_B \cdot R \cdot T_B} \Rightarrow \frac{1 \cdot V}{5 \cdot 3V} = \frac{n_A}{n_B} \therefore n_B = 15 \cdot n_A$$

7. Uma quantidade de 48 g de gás metano (CH_4) está confinada em um recipiente de paredes indeformáveis e de volume igual a 2 L. A temperatura é de −23 °C. Qual a pressão exercida por esse gás?

Resolução:

Aplicando-se a equação de Clapeyron, tem-se:

$$PV = nRT \Rightarrow P \cdot 2 = \frac{m}{M} \cdot 0{,}082 \cdot 250 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow P \cdot 2 = \frac{48}{16} \cdot 0{,}082 \cdot 250 \therefore P = 30{,}75 \text{ atm}$$

8. Gás etano (C_2H_6) está confinado em um recipiente A de paredes indeformáveis, de volume desconhecido, à pressão de 8 atm. O gás está em equilíbrio térmico com o ambiente, a 27 °C. Essa temperatura permanecerá constante durante todo o experimento. Para se determinar o volume desconhecido do recipiente, usa-se outro recipiente B, de volume fixo igual a 4 L, totalmente evacuado. Conectam-se os dois recipientes com uma mangueira de volume desprezível e libera-se o fluxo de gás entre eles até que se atinja o equilíbrio. Nesse processo, a massa do recipiente B sofreu um incremento de 24 g.
Considerando R = 0,08 atm · L/mol · K, pergunta-se:

a) Qual o volume do recipiente A?

b) Qual a massa de etano que havia em A no início?

Resolução:

a) Aplicando-se a equação de Clapeyron para os recipientes A e B, tem-se:

$$P_A \cdot V_A = n_A \cdot R \cdot T_A \therefore 8 \cdot V_A = n_A \cdot R \cdot 300 \quad \text{(i)}$$

$$P_B \cdot V_B = n_B \cdot R \cdot T_B \Rightarrow P_B \cdot 4 = \frac{m_B}{M_B} \cdot R \cdot 300 \Rightarrow$$

$$P_B \cdot 4 = \frac{24}{30} \cdot R \cdot 300 \Rightarrow P_B \cdot 4 = 0{,}8 \cdot R \cdot 300$$

$$\therefore P_B = 60 \cdot R \text{ (ii)}$$

Primeiramente, é importante compreender que o equilíbrio entre os recipientes A e B está no fato de que o fluxo **efetivo** de gás de A para B cessa. Os gases continuam atravessando a torneira depois do equilíbrio, mas a quantidade que vai de A para B é a mesma que vai de B para A. Isso ocorre quando a pressão nos dois recipientes é a mesma. Assim, a pressão em B no momento do equilíbrio é a mesma pressão no recipiente AB, formado pelos recipientes A e B ligados entre si pela torneira de volume desprezível.

Aplicando-se a equação de Clapeyron para o recipiente AB, tem-se:

$$P_{AB} \cdot V_{AB} = n_{AB} \cdot R \cdot T_{AB} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 60 \cdot R \cdot (V_A + V_B) = n_{AB} \cdot R \cdot 300$$

Nesse caso, deve-se salientar que a quantidade de gás que havia em A no início é a mesma que está distribuída em AB no final, pois houve um fluxo de A para B, mas a quantidade total se mantém. Dessa forma:

$$60 \cdot R \cdot (V_A + V_B) = n_{AB} \cdot R \cdot 300 \therefore$$

$$\therefore (V_A + V_B) = n_A \cdot 5 \quad \text{(iii)}$$

Substituindo (iii) em (i), tem-se:

$$8 \cdot V_A = n_A \cdot R \cdot 300 \Rightarrow 8 \cdot V_A = \left[\frac{1}{5} \cdot (V_A + V_B)\right] \cdot 0{,}08 \cdot 300 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 40 \cdot V_A = \left[(V_A + 4)\right] \cdot 24 \Rightarrow 10 \cdot V_A = \left[(V_A + 4)\right] \cdot 6 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 10 \cdot V_A = 6 \cdot V_A + 24 \therefore V_A = 6 \text{ L}$$

b) Substituindo-se $V_A = 6$ L em (i), tem-se:

$$8 \cdot 6 = \frac{m_A}{M_A} \cdot R \cdot 300 \Rightarrow 8 \cdot 6 = \frac{m_A}{30} \cdot 0{,}08 \cdot 300 \therefore$$

$$\therefore m_A = 60 \text{ g}$$

9. Considere dois balões indeformáveis A e B, ligados entre si por um tubo de volume desprezível provido de torneira, que se encontra inicialmente fechada. No balão A, de volume 4 L, há N_2 a uma pressão de 2 atm. No balão B, de volume 6 L, há O_2 a uma pressão de 4 atm. A temperatura do conjunto é a mesma e se mantém constante ao longo de todo o experimento. Desconsidere qualquer reação entre os gases.

a) Se todo o gás em A for transferido para B, qual será a pressão em B?

b) Se todo o gás em B for transferido para A, qual será a pressão em A?

c) Se a torneira entre A e B for aberta e permanecer dessa forma, qual será a pressão final?

Resolução:

Aplicando-se a equação de Clapeyron para os recipientes A e B, tem-se:

$$P_A \cdot V_A = n_A \cdot R \cdot T_A \therefore 2 \cdot 4 = n_{N_2} \cdot R \cdot T \quad \text{(i)}$$

$$P_B \cdot V_B = n_B \cdot R \cdot T_B \therefore 4 \cdot 6 = n_{O_2} \cdot R \cdot T \quad \text{(ii)}$$

Somando-se (i) e (ii), tem-se:

$$32 = \left(n_{N_2} + n_{O_2}\right) \cdot R \cdot T \quad \text{(iii)}$$

a) Se todo o gás N_2 for passado para B, pode-se aplicar a equação de Clapeyron para B.

$$P_B \cdot V_B = n_B \cdot R \cdot T_B$$

O volume do recipiente B, indeformável, é de 6 L.
No recipiente B, estarão todo o gás N_2 e o gás O_2.
Dessa forma:

$$P_B \cdot 6 = \left(n_{N_2} + n_{O_2}\right) \cdot R \cdot T \quad \text{(iv)}$$

Substituindo (iii) em (iv), tem-se:

$$P_B \cdot 6 = 32 \therefore P_B = \frac{32}{6} \text{ atm}$$

FRENTE 3

b) Se todo o gás O_2 for passado para A, pode-se aplicar a equação de Clapeyron para A.

$P_A \cdot V_A = n_A \cdot R \cdot T_A$

O volume do recipiente A é de 4 L. Lembre-se de que, nesse caso, em A, há todo o gás N_2 e o gás O_2. Dessa forma:

$P_A \cdot 4 = (n_{N_2} + n_{O_2}) \cdot R \cdot T \quad (V)$

Substituindo (iii) em (v), tem-se:

$P_A \cdot 4 = 32 \therefore P_A = 8$ atm

c) Ao abrirmos a torneira que separa A de B, passamos a ter um único recipiente AB, de volume 10 L. Dentro dele, há todo o gás N_2 e o gás O_2 que havia no início. Aplicando a equação de Clapeyron para o recipiente AB, obtém-se:

$P_{AB} \cdot V_{AB} = n_{AB} \cdot R \cdot T_{AB} \Rightarrow P_{AB} \cdot 10 = 32 \therefore$

$\therefore P_{AB} = 3{,}2$ atm

Para o caso da abertura da torneira à temperatura constante, é possível generalizar o problema. Sabe-se que, ao abrir a torneira, os dois balões se tornam um só. Assim:

$n_{AB} = n_A + n_B$ (i)

Pela equação de Clapeyron, tem-se:

$$PV = nRT \therefore n = \frac{PV}{RT} \quad \text{(ii)}$$

Substituindo (ii) em (i), tem-se:

$$\frac{P_{AB} \cdot V_{AB}}{R \cdot T} = \frac{P_A \cdot V_A}{R \cdot T} + \frac{P_B \cdot V_B}{R \cdot T} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow P_{AB} \cdot V_{AB} = P_A \cdot V_A + P_B \cdot V_B \Rightarrow$$

$$\Rightarrow P_{AB} \cdot (V_A + V_B) = P_A \cdot V_A + P_B \cdot V_B \therefore$$

$$\therefore P_{AB} = \frac{P_A \cdot V_A + P_B \cdot V_B}{V_A + V_B}$$

Observe como essa relação é válida, conferindo o resultado já obtido no item **c**:

$$P_{AB} = \frac{P_A \cdot V_A + P_B \cdot V_B}{V_A + V_B} \Rightarrow P_{AB} = \frac{2 \cdot 4 + 4 \cdot 6}{10} \therefore$$

$\therefore P_{AB} = 3{,}2$ atm

Para vários balões, a expressão fica:

$$P_{AB} = \frac{P_A \cdot V_A + P_B \cdot V_B + P_C \cdot V_C + \ldots}{V_A + V_B + V_C + \ldots}$$

10. Considere dois balões indeformáveis A e B, ligados entre si por um tubo de volume desprezível provido de torneira, que se encontra inicialmente fechada. No balão A, de volume 4 L, há N_2 a uma pressão de 2 atm e temperatura de 27 °C. No balão B, de volume 6 L, há H_2 a uma pressão de 4 atm e temperatura de 127 °C. Abre-se a torneira e espera-se tempo suficiente para que a reação entre os gases ocorra até que um dos reagentes seja totalmente consumido. A reação que ocorre é dada pela seguinte equação.

$$N_2(g) + 3\,H_2(g) \rightarrow 2\,NH_3(g)$$

A reação entre os gases libera calor para o meio reacional, o que resulta em um aquecimento do conjunto. Devido a isso, a temperatura final é de 227 °C.

a) Qual é o valor da pressão final?

b) Qual é a quantidade de matéria do reagente em excesso?

Resolução:

a) Aplicando-se a equação de Clapeyron para os recipientes A e B, tem-se:

$$P_A \cdot V_A = n_A \cdot R \cdot T_A \Rightarrow 2 \cdot 4 = n_{N_2} \cdot R \cdot 300$$

$$\therefore n_{N_2} = \frac{8}{300 \cdot R} \text{ mol}$$

$$P_B \cdot V_B = n_B \cdot R \cdot T_B \Rightarrow 4 \cdot 6 = n_{H_2} \cdot R \cdot 400$$

$$\therefore n_{H_2} = \frac{24}{400 \cdot R} = \frac{6}{100 \cdot R} \text{ mol}$$

Multiplicando-se numerador e denominador por 3, para que o denominador seja também 300 · R, tem-se:

$$n_{H_2} = \frac{6}{100 \cdot R} \cdot \frac{3}{3} = \frac{18}{300 \cdot R} \text{ mol}$$

Fazendo-se a reação entre eles na proporção estequiométrica, para valores em mols, obtém-se:

(α = 100%)	$N_2(g)$ +	3 $H_2(g)$ →	2 $NH_3(g)$
Início	$\frac{8}{300 \cdot R}$	$\frac{18}{300 \cdot R}$	
Reagiu			
Final			

Nesse caso, o reagente limitante, ou seja, aquele que é consumido totalmente, é o H_2. Isso ocorre porque a proporção entre o H_2 e o N_2 é de 3 : 1. Assim, $\frac{18}{300 \cdot R}$ mol de H_2 reagem com $\frac{6}{300 \cdot R}$ mol de N_2. Além disso, pela proporção estequiométrica, para cada mol de N_2 que reage, formam-se 2 mol de NH_3. Como reagem $\frac{6}{300 \cdot R}$ mol de N_2, formam-se $\frac{12}{300 \cdot R}$ mol de NH_3.

(α = 100%)	$N_2(g)$ +	3 $H_2(g)$ →	2 $NH_3(g)$
Início	$\frac{8}{300 \cdot R}$	$\frac{18}{300 \cdot R}$	0
Reagiu	$-\frac{6}{300 \cdot R}$	$-\frac{18}{300 \cdot R}$	$+\frac{12}{300 \cdot R}$
Final			

Portanto, no final, a quantidade de matéria de cada espécie será:

(α = 100%)	$N_2(g)$ +	3 $H_2(g)$ →	2 $NH_3(g)$
Início	$\frac{8}{300 \cdot R}$	$\frac{18}{300 \cdot R}$	0
Reagiu	$-\frac{6}{300 \cdot R}$	$-\frac{18}{300 \cdot R}$	$+\frac{12}{300 \cdot R}$
Final	$\frac{2}{300 \cdot R}$	0	$\frac{12}{300 \cdot R}$

Assim, aplicando a equação de Clapeyron para a situação final, tem-se:

$$P_f \cdot V_f = n_f \cdot R \cdot T_f \Rightarrow P_f \cdot 10 = \frac{14}{300 \cdot R} \cdot R \cdot 500 \therefore$$

$$\therefore P_f = \frac{7}{3} \text{ atm}$$

b) A quantidade de matéria de N_2 em excesso é:

$$(n_{N_2})_{excesso} = \frac{2}{300 \cdot R} \text{ mol}$$

11. Dois gases estão em recipientes separados, A e B, de mesmo volume. Os gases estão nas mesmas condições de temperatura e pressão. Sabendo-se que em A há 8 g de SO_2, qual é a massa de C_2H_6 presente em B?

Resolução:

Segundo a lei de Avogadro, gases que ocupam volumes iguais, nas mesmas condições de temperatura e pressão, têm a mesma quantidade de matéria. Dessa forma:

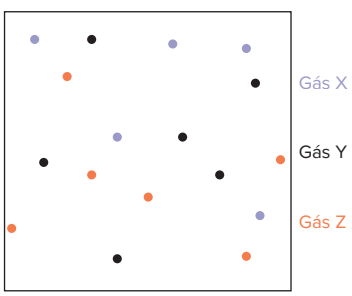
$$n_{SO_2} = n_{C_2H_6} \Rightarrow \frac{m_{SO_2}}{M_{SO_2}} = \frac{m_{C_2H_6}}{M_{C_2H_6}} \Rightarrow \frac{8}{64} = \frac{m_{C_2H_6}}{30} \therefore$$

$$\therefore m_{C_2H_6} = 3{,}75 \text{ g}$$

Misturas gasosas

Grande parte dos sistemas gasosos são misturas, como é o caso do principal sistema gasoso, que é o ar atmosférico. Portanto, é importante conhecer as misturas gasosas e suas propriedades e características.

Para isso, pode-se modelar o problema: seja um recipiente contendo uma mistura de três gases, X, Y e Z, como mostra a figura a seguir.

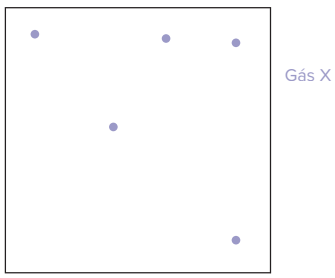


Representação da mistura de três gases ideais, X, Y e Z, em um recipiente fechado.

A pressão total exercida pela mistura dos gases é o resultado dos choques de todas as moléculas gasosas contra as paredes do recipiente.

Contudo, qual é a pressão exercida pelo gás X? A resposta é simples: é o resultado dos choques de todas as moléculas de X, e somente de X, contra as paredes do recipiente que contém a mistura. A esse resultado dá-se o nome de **pressão parcial** do gás X.

Para compreender melhor esse conceito, considere a mistura gasosa mencionada anteriormente. Agora, sem que se altere o volume do recipiente, suponha que foram retiradas todas as moléculas dos gases Y e Z, ou seja, só sobraram as moléculas de X. Nesse caso, observa-se a seguinte situação:



Recipiente da figura anterior sem a representação das moléculas dos gases Y e Z.

Portanto, no mesmo recipiente que continha a mistura, há apenas os choques das moléculas de X contra as paredes. O resultado disso é a **pressão parcial do gás X**. Assim, pode-se definir:

> Pressão parcial de um gás em uma mistura gasosa é a pressão que esse gás exerceria caso estivesse sozinho no recipiente que contém essa mistura.

Dessa forma, a equação de Clapeyron para a pressão parcial pode ser escrita, para cada um dos gases da mistura, como mostrado a seguir:

$$\left.\begin{aligned} P_X \cdot V &= n_X \cdot R \cdot T \\ P_Y \cdot V &= n_Y \cdot R \cdot T \\ P_Z \cdot V &= n_Z \cdot R \cdot T \end{aligned}\right\} \text{(Pressões parciais)}$$

Note que a pressão parcial é exercida no volume total do recipiente. É um erro grave escrever que a pressão parcial é exercida sobre o volume parcial, como mostrado a seguir:

$$P_X \cdot V_X = n_X \cdot R \cdot T \quad \text{(INCORRETO)}$$

Nessa equação, o maior erro é que existem duas parcialidades no 1º membro e apenas uma parcialidade no 2º membro. Portanto, reiterando: se a pressão é parcial, o volume é total.

Somando-se as três equações de pressões parciais, obtém-se:

$$(P_X + P_Y + P_Z) \cdot V = (n_X + n_Y + n_Z) \cdot R \cdot T$$

Como a soma do número de mol é a quantidade de matéria total, então a pressão exercida também é total. De fato:

$$\underbrace{(P_X + P_Y + P_Z)}_{P_{total}} \cdot V = \underbrace{(n_X + n_Y + n_Z)}_{n_{total}} \cdot R \cdot T$$

Assim:

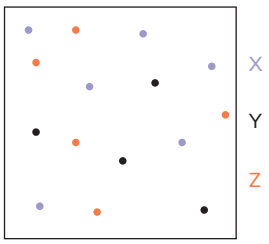
$$P_{total} = P_X + P_Y + P_Z$$

FRENTE 3

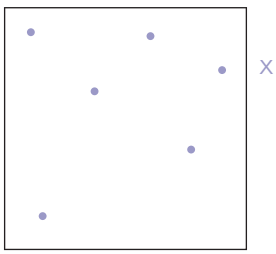
Logo, a pressão total de uma mistura gasosa é a soma de todas as suas pressões parciais. Esse resultado é conhecido como **lei de Dalton**.

Outro ponto importante em misturas gasosas é o conceito de volume parcial.

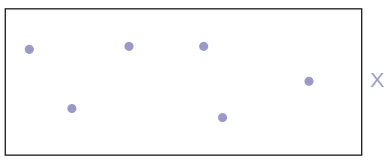
Considere uma mistura gasosa de três gases, X, Y e Z. Essa mistura exerce sobre as paredes do recipiente uma pressão total. Se tirarmos os gases Y e Z, a pressão no interior desse recipiente será a pressão parcial de X, que é menor do que a pressão total. Para que o gás X, sozinho, exerça a pressão total da mistura, é preciso que o volume do recipiente diminua.



Mistura dos gases X, Y e Z exercendo pressão total contra as paredes do recipiente.



Retiradas as moléculas de Y e Z, o gás X exerce a pressão parcial de X no recipiente que continha a mistura. Essa pressão é menor que a pressão total.



Para que as moléculas de X exerçam sozinhas a pressão total da mistura, é preciso diminuir o volume do recipiente. O volume ocupado por X para que exerça a pressão total da mistura é o volume parcial de X.

Assim:

> O volume parcial de um gás em uma mistura gasosa é o volume que esse gás ocuparia para que, sozinho, exercesse a pressão total da mistura.

As equações de Clapeyron para volumes parciais podem ser escritas da seguinte forma para a mistura dos gases X, Y e Z:

$$\left.\begin{aligned} P \cdot V_X &= n_X \cdot R \cdot T \\ P \cdot V_Y &= n_Y \cdot R \cdot T \\ P \cdot V_Z &= n_Z \cdot R \cdot T \end{aligned}\right\} \text{(Volumes parciais)}$$

Note que o conceito de volume parcial só faz sentido quando a pressão exercida for a pressão total. Escrever que o volume parcial é ocupado quando a pressão exercida também for parcial é um erro que resulta novamente na seguinte equação:

$$P_X \cdot V_X = n_X \cdot R \cdot T \quad \text{(INCORRETO)}$$

Somando-se as três equações de volumes parciais, obtém-se:

$$P \cdot (V_X + V_Y + V_Z) = (n_X + n_Y + n_Z) \cdot R \cdot T$$

Como a soma do número de mol é a quantidade de matéria total, então o volume ocupado também é total. De fato:

$$P \cdot \underbrace{(V_X + V_Y + V_Z)}_{V_{total}} = \underbrace{(n_X + n_Y + n_Z)}_{n_{total}} \cdot R \cdot T$$

Assim:

$$V_{total} = V_X + V_Y + V_Z$$

Logo, o volume total de uma mistura gasosa é a soma de todos os volumes parciais. Esse resultado é conhecido como **lei de Amagat**.

Outro conceito importante para as misturas gasosas é o de fração molar. Para entendê-lo, considere uma mistura de três gases ideais, A, B e C. Para essa mistura, podem ser escritas as seguintes equações:

$P_A \cdot V = n_A \cdot R \cdot T$ (i) $P \cdot V_A = n_A \cdot R \cdot T$ (iii)

$P_{total} \cdot V = n_{total} \cdot R \cdot T$ (ii) $P \cdot V_{total} = n_{total} \cdot R \cdot T$ (iv)

Dividindo-se (i) por (ii), tem-se:

$$\frac{n_A}{n_{total}} = \frac{P_A}{P_{total}}$$

Dividindo-se (iii) por (iv), tem-se:

$$\frac{n_A}{n_{total}} = \frac{V_A}{V_{total}}$$

A razão $\frac{n_A}{n_{total}}$ expressa a quantidade do gás A em relação à quantidade de gás total da mistura e é chamada de **fração em quantidade de matéria do gás A**, também chamada de fração molar. A representação da fração molar do gás A é X_A.

Dessa forma, pode-se escrever:

$$X_A = \frac{n_A}{n_{total}} = \frac{P_A}{P_{total}} = \frac{V_A}{V_{total}}$$

Portanto, essa relação mostra que a razão entre as quantidades de matéria é a mesma razão de pressões e é também a mesma razão de volumes para os gases de uma mistura. Entretanto, deve-se ressaltar que essa não é a razão entre as massas.

Exercícios resolvidos

12. Considere o ar atmosférico como sendo formado por uma mistura 78% de N_2, 21% de O_2 e 1% de Ar. As porcentagens estão em volume. Qual é a fração em massa de oxigênio no ar atmosférico?

Resolução:

De acordo com o que foi estudado sobre misturas gasosas, a fração em volume é também a fração em pressão e em quantidade de matéria. De fato:

$$X_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_{total}} = \frac{P_{O_2}}{P_{total}} = \frac{V_{O_2}}{V_{total}}$$

A massa molar média dessa mistura é dada por:

$$\bar{M} = \frac{M_{N_2} \cdot P_{N_2} + M_{O_2} \cdot P_{O_2} + M_{Ar} \cdot P_{Ar}}{100\%}$$

$$\bar{M} = \frac{28 \cdot 78\% + 32 \cdot 21\% + 40 \cdot 1\%}{100\%}$$

$$\bar{M} = 28{,}96 \text{ g/mol}$$

Mas:

$$X_{O_2} = \frac{V_{O_2}}{V_{total}} = \frac{n_{O_2}}{n_{total}} \Rightarrow 0{,}21 = \frac{n_{O_2}}{n_{total}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 0{,}21 = \frac{\frac{m_{O_2}}{M_{O_2}}}{\frac{m_{total}}{M_{total}}} \therefore 0{,}21 = \frac{m_{O_2}}{M_{O_2}} \cdot \frac{M_{total}}{m_{total}}$$

A massa molar total é a massa molar média de toda a mistura. Assim:

$$0{,}21 = \frac{m_{O_2}}{M_{O_2}} \cdot \frac{\bar{M}}{m_{total}} \Rightarrow 0{,}21 = \frac{m_{O_2}}{32} \cdot \frac{28{,}96}{m_{total}} \therefore$$

$$\therefore \frac{m_{O_2}}{m_{total}} = \frac{0{,}21 \cdot 32}{28{,}96}$$

Como a razão $\frac{m_{O_2}}{m_{total}}$ é a fração em massa de O_2, tem-se:

$$\frac{m_{O_2}}{m_{total}} \cong 0{,}23$$

Esse resultado mostra que a fração molar não é a fração em massa. Essas duas frações só coincidem para um caso muito específico: quando a massa molar do gás for igual à massa molar média da mistura.

13. Gás hidrogênio foi recolhido sobre água, dentro de um tubo de ensaio. Após o recolhimento, fez-se coincidir os níveis de água dentro e fora do tubo. Já com o sistema em equilíbrio, na temperatura de 27 °C, mediu-se o volume de gases sobre a água, e o resultado foi 164 mL. Nessa temperatura, a pressão de vapor de água é de 0,04 atm. A experiência foi realizada no nível do mar, onde a pressão atmosférica é de 1 atm. Pergunta-se:

a) Qual a importância de igualar os níveis interno e externo de água antes de medir o volume dos gases recolhidos?

b) Qual é a pressão parcial do gás hidrogênio?

c) Quais são as frações em quantidade de matéria de gás hidrogênio e de vapor de água?

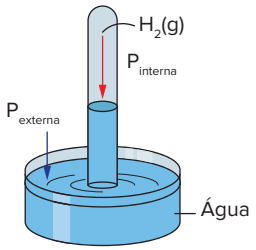
d) Qual é a quantidade de matéria de gás hidrogênio?

e) Qual é a quantidade de matéria de vapor de água?

f) Quais são os volumes parciais dos gases?

Resolução:

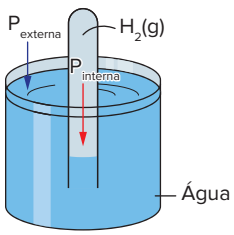
a) Vamos supor que, após o recolhimento do gás, o sistema seria representado como na figura a seguir:



O nível de líquido que estiver mais baixo é o que está sendo submetido à pressão mais alta. Nesse caso, a pressão externa é maior do que a pressão interna. Como a pressão externa é conhecida, só é possível calcular a pressão interna fazendo-se a medida experimental do desnível (diferença de altura entre os níveis) e aplicando-se o teorema de Stevin para diferenças de pressão:

$\Delta P = dg\Delta h \therefore P_{externa} - P_{interna} = dg\Delta hg$

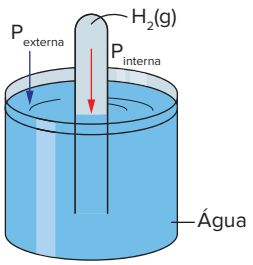
Contudo, se após o recolhimento do gás a situação for a da figura a seguir, é porque a pressão interna é maior do que a pressão externa, já que o nível interno de água está mais baixo.



Nesse caso, para calcular a pressão interna, deve-se aplicar novamente o teorema de Stevin:

$\Delta P = dg\Delta h \therefore P_{interna} - P_{externa} = dg\Delta hg$

Entretanto, se após o recolhimento do gás a situação final for como se mostra na figura a seguir, é porque as pressões interna e externa são iguais, já que não há desnível.



Nesse caso, não há necessidade de medição do desnível, tampouco a aplicação do teorema de Stevin e qualquer cálculo subsequente. Portanto, das três situações, a melhor de todas é a terceira. Se ao final do recolhimento do gás os níveis interno e externo não coincidirem, basta fazer manualmente com que isso ocorra. No primeiro caso, deve-se empurrar o tubo para baixo até que os níveis coincidam e, no segundo caso, puxar o tubo para cima até que não haja desnível. Uma vez que os níveis estejam coincidentes, a pressão interna já é automaticamente conhecida. Após isso, basta medir o volume dos gases coletados.

b) Todo gás que é recolhido sobre a água estará misturado com vapor de água. Isso ocorre porque a água, inevitavelmente, evapora. Para cada temperatura, a água evapora de maneira distinta e exerce pressão parcial diferente. Segundo o enunciado, a pressão exercida pela água é de 0,04 atm.
Dada a coincidência dos níveis interno e externo da água líquida, a pressão interna total da mistura gasosa é de 1 atm. Pela lei de Dalton:

$$P_{total} = P_{H_2} + P_{H_2O} \Rightarrow 1 = P_{H_2} + 0{,}04 \therefore P_{H_2} = 0{,}96 \text{ atm}$$

c) As frações em quantidade de matéria podem ser calculadas da seguinte forma:

$$X_{H_2} = \frac{P_{H_2}}{P_{total}} \Rightarrow X_{H_2} = \frac{0{,}96}{1} \therefore X_{H_2} = 0{,}96$$

$$X_{H_2O} = \frac{P_{H_2O}}{P_{total}} \Rightarrow X_{H_2O} = \frac{0{,}04}{1} \therefore X_{H_2O} = 0{,}04$$

Note que as frações em quantidade de matéria são números adimensionais, já que representam uma razão entre grandezas de mesma dimensão. Perceba também que a soma de todas as frações em quantidade de matéria é necessariamente 1.

d) Aplicando-se a equação de Clapeyron para pressões parciais, tem-se:

$$P_{H_2} \cdot V = n_{H_2} \cdot R \cdot T \Rightarrow 0{,}96 \cdot 0{,}164 =$$
$$= n_{H_2} \cdot 0{,}082 \cdot 300 \therefore n_{H_2} = 6{,}4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

e) Aplicando-se a equação de Clapeyron para pressões parciais, tem-se:

$$P_{H_2O} \cdot V = n_{H_2O} \cdot R \cdot T \Rightarrow 0{,}04 \cdot 0{,}164 =$$
$$= n_{H_2} \cdot 0{,}082 \cdot 300 \therefore n_{H_2} = 2{,}67 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

f) Os volumes parciais podem ser calculados a partir das frações em quantidade de matéria e do volume total:

$$X_{H_2} = \frac{V_{H_2}}{V_{total}} \Rightarrow 0{,}96 = \frac{V_{H_2}}{164 \text{ mL}} \therefore V_{H_2} = 157{,}44 \text{ mL}$$

$$X_{H_2O} = \frac{V_{H_2O}}{V_{total}} \Rightarrow 0{,}04 = \frac{V_{H_2O}}{164 \text{ mL}} \therefore V_{H_2O} = 6{,}56 \text{ mL}$$

Note como a soma dos volumes parciais é o volume total da mistura gasosa.

14. Considere uma mistura dos gases He e SO_2. A fração em massa do gás He nessa mistura é 0,50. A mistura ocupa um volume de 17 L. Qual o volume parcial de SO_2 nessa mistura?

Resolução:

Primeiramente, devem-se calcular as quantidades de matéria:

$$n_{He} = \frac{m_{He}}{M_{He}} \therefore n_{He} = \frac{0{,}5 \cdot m_{total}}{4}$$

$$n_{SO_2} = \frac{m_{SO_2}}{M_{SO_2}} \therefore n_{SO_2} = \frac{0{,}5 \cdot m_{total}}{64}$$

Assim, a quantidade de matéria total é:

$$n_{total} = n_{He} + n_{SO_2} \Rightarrow n_{total} = \frac{0{,}5 \cdot m_{total}}{4} + \frac{0{,}5 \cdot m_{total}}{64}$$

$$\therefore n_{total} = \frac{8{,}5 \cdot m_{total}}{64}$$

Portanto:

$$X_{He} = \frac{n_{He}}{n_{total}} \Rightarrow X_{He} = \frac{\frac{0{,}5 \cdot m_{total}}{4}}{\frac{8{,}5 \cdot m_{total}}{64}} \Rightarrow X_{He} = \frac{0{,}5}{4} \cdot \frac{64}{8{,}5} \therefore$$

$$\therefore X_{He} = \frac{8}{8{,}5}$$

Mas:

$$X_{He} = \frac{V_{He}}{V_{total}} \Rightarrow \frac{8}{8{,}5} = \frac{V_{He}}{17} \therefore V_{He} = 16 \text{ L}$$

Aplicando a lei de Amagat, tem-se:

$$V_{total} = V_{He} + V_{SO_2} \Rightarrow 17 = 16 + V_{SO_2} \therefore V_{SO_2} = 1 \text{ L}$$

Densidade dos gases

A densidade de um sistema é a razão entre a sua massa e o seu volume. Portanto, pode-se escrever a densidade de um gás por meio da seguinte relação:

$$d = \frac{m}{V}$$

Entretanto, para gases ideais, a equação de estado é:

$$PV = nRT$$

Manipulando-se matematicamente a equação de estado, tem-se:

$$PV = nRT \Rightarrow PV = \frac{m}{M} \cdot RT \Rightarrow PM = \underbrace{\frac{m}{V}}_{d} \cdot RT \therefore d = \frac{PM}{RT}$$

O primeiro cuidado que se deve tomar é com as unidades utilizadas. Geralmente se expressa a densidade de sólidos e de líquidos em g/mL. Entretanto, a densidade dos gases é bem menor (o estado gasoso é formado por partículas envoltas por um grande espaço vazio), e a unidade mais comum para expressar a densidade dos gases é g/L. Observe a análise dimensional:

$$[d] = \frac{[P] \cdot [M]}{[R] \cdot [T]} \Rightarrow [d] = \frac{\text{atm} \cdot \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{\frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot \text{K}} \therefore [d] = \text{g/L}$$

Ao se analisar a fórmula de densidade de um gás, pode-se concluir que:

- Densidade e pressão são grandezas diretamente proporcionais. Isso significa que quanto maior for a pressão de um gás maior será a sua densidade. No caso do ar atmosférico, a pressão é maior no nível do mar e vai diminuindo com o aumento da altitude. Dessa forma, o ar é mais denso próximo ao nível do mar, e a sua densidade vai diminuindo com o aumento da altitude. Por isso o ar é rarefeito em altitudes mais elevadas.
- Densidade e temperatura são grandezas inversamente proporcionais. Isso quer dizer que quanto maior for a temperatura de um gás menos denso ele será. Esse é, fundamentalmente, o princípio de voo de um balão.

- Aquece-se o ar dentro do balão para que ele fique menos denso do que o ar atmosférico, e, com isso, o balão sobe. Para descer, basta diminuir a fonte de aquecimento do ar no interior do balão para que a sua densidade aumente.
- Densidade e massa molar são grandezas diretamente proporcionais, ou seja, quanto maior for a massa molar de um gás, maior será a sua densidade. Portanto, quando se enche uma bexiga com gás He (M = 4 g/mol), ela sobe quando é solta no ar (M = 28,96 g/mol). Porém, quando enchemos uma bexiga com CO_2 (M = 44 g/mol) e a soltamos no ar, ela desce.

Saiba mais

A diferença de densidade entre os gases também tem um efeito fisiológico interessante. Gases menos densos do que o ar afinam a voz, ou seja, tornam-na mais aguda. É o caso do gás hélio que, quando inalado, faz a voz sair bem mais fina. Há gases muito densos, como é o caso do SF_6 (M = 146 g/mol) que, quando inalado, torna a voz muito mais grossa (grave). Esse gás é tão denso que é capaz de fazer flutuar sobre ele um pequeno barquinho feito com papel-alumínio.

Exercícios resolvidos

15. Qual a densidade do gás metano (CH_4) quando submetido à pressão de 1,64 atm e à temperatura de 127 °C?

Resolução:

Aplicando-se a fórmula de densidade dos gases, tem-se:

$$d = \frac{PM}{RT} \Rightarrow d = \frac{1{,}64\ atm \cdot 16\ g/mol}{0{,}082\ atm \cdot L/mol \cdot K \cdot 400\ K} \therefore d = 0{,}8\ g/L$$

16. Determine a densidade do ar atmosférico seco (M = 29 g/mol) para a pressão de 1 atm e temperatura de 25 °C (CATP ou Condições Ambientes de Temperatura e Pressão).

Resolução:

Aplicando-se a fórmula de densidade dos gases, tem-se:

$$d = \frac{PM}{RT} \Rightarrow d = \frac{1\ atm \cdot 29\ g/mol}{0{,}082\ atm \cdot L/mol \cdot K \cdot 298\ K} \therefore d = 1{,}187\ g/L$$

Portanto, o ar seco em CATP padrão tem uma densidade aproximada de 1,2 g/L.

17. Qual é a densidade do ar atmosférico com teor de umidade de 2% em volume para a pressão de 1 atm e temperatura de 25 °C (CATP)?

Resolução:

A situação-problema apresentada traz uma mistura gasosa com 98% de ar seco e 2% de vapor de água.

A massa molar média é dada por:

$$\overline{M} = \frac{M_{ar\ seco} \cdot P_{ar\ seco} + M_{H_2O} \cdot P_{H_2O}}{100\%} \Rightarrow \overline{M} = \frac{29 \cdot 98\% + 18 \cdot 2\%}{100\%}$$

$$\overline{M}_{ar\ úmido} = 28{,}78\ g/mol$$

Aplicando-se a fórmula de densidade dos gases, tem-se:

$$d = \frac{PM}{RT} \Rightarrow d = \frac{1\ atm \cdot 28{,}78\ g/mol}{0{,}082\ atm \cdot L/mol \cdot K \cdot 298\ K} \therefore d = 1{,}178\ g/L$$

Com esse resultado, é possível concluir que:

$$d_{ar\ seco} > d_{ar\ úmido}$$

É comum que a nossa intuição nos leve a achar que o contrário é que seria o correto. Isso ocorre porque se tem a ideia de que o ar úmido é o ar seco acrescido de vapor de água, mas isso não é verdade. O ar úmido é o ar seco parcialmente substituído por vapor de água. Para se obter ar úmido, é necessário em um determinado volume de ar seco, substituir algumas moléculas de ar seco ($\overline{M}$ = 29 g/mol) por moléculas de vapor de água (M = 18 g/mol), que são mais leves do que o ar. Assim, a substituição de moléculas mais pesadas por moléculas mais leves torna o ar menos denso. Se algum planeta do Universo tiver uma atmosfera seca com massa molar inferior a 18 g/mol, sua atmosfera úmida será mais densa do que a sua atmosfera seca.

Lei de efusão e difusão de Graham

Efusão é a passagem de um gás através de um orifício pequeno. Difusão é o espalhamento de um gás ou propagação de um gás em um ambiente.

As velocidades de efusão e de difusão de um gás foram estudadas por um cientista escocês chamado Thomas Graham, que publicou suas conclusões acerca desse assunto em 1828.

A propagação de um gás está relacionada apenas ao movimento de translação de suas moléculas, não tendo correlação com seus movimentos de rotação ou de vibração. Lembre-se também de que a temperatura é uma grandeza que mede apenas o movimento de translação das partículas gasosas. Assim, se dois gases distintos estiverem no mesmo ambiente, eles estarão em equilíbrio térmico, ou seja, na mesma temperatura. De fato:

$$T_A = T_B$$

Como $E_{c,\ translação} = k \cdot T$, em que a constante k é a mesma para todos os gases ideais, pode-se escrever:

$$T_A = T_B \Rightarrow \frac{\left(E_{c,\ translação}\right)_A}{k} = \frac{\left(E_{c,\ translação}\right)_B}{k}$$

$$\therefore \frac{\left(M \cdot \overline{v}_{translação}^{\,2}\right)_A}{2} = \frac{\left(M \cdot \overline{v}_{translação}^{\,2}\right)_B}{2}$$

Como as velocidades de efusão e de difusão (que serão representadas apenas por v) são velocidades de translação das partículas, tem-se:

$$M_A \cdot (v_A)^2 = M_B \cdot (v_B)^2 \therefore \frac{v_A}{v_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

FRENTE 3

Esse resultado final é conhecido como **lei de efusão e difusão de Graham**, que relaciona as velocidades de efusão e as velocidades de difusão de dois gases quando estão na mesma temperatura.

A lei também revela um resultado qualitativo muito importante. Gases mais leves se espalham mais rapidamente do que gases mais pesados, bem como escapam mais depressa através de orifícios pequenos. Se dois frascos forem abertos ao mesmo tempo, um contendo amônia e o outro contendo vinagre, será possível sentir primeiramente o cheiro da amônia. Isso ocorre porque a massa molar da amônia (NH_3) é igual a 17 g/mol, enquanto o vinagre, por ser uma solução aquosa de ácido acético (CH_3COOH), tem como substância odorífera moléculas de massa molar igual a 60 g/mol.

Exercícios resolvidos

18. Qual é a relação entre as velocidades de difusão dos gases metano (CH_4) e dióxido de enxofre (SO_2)?

Resolução:

Aplicando-se a lei de efusão e difusão de Graham, tem-se:

$$\frac{v_{CH_4}}{v_{SO_2}} = \sqrt{\frac{M_{SO_2}}{M_{CH_4}}} \Rightarrow \frac{v_{CH_4}}{v_{SO_2}} = \sqrt{\frac{64}{16}}$$

$$\therefore \frac{v_{CH_4}}{v_{SO_2}} = 2$$

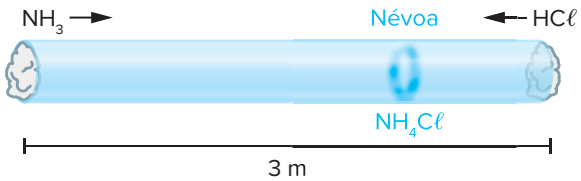
19. Um tubo de vidro de 3 m de comprimento apresenta dois orifícios abertos. Molham-se dois chumaços de algodão, um com solução aquosa de $HC\ell$, e outro, com solução aquosa de NH_3. Os algodões são acoplados a rolhas e encaixados simultaneamente nas extremidades do tubo. Com isso, ocorre a evaporação dos gases a partir do algodão, e eles se propagam pelo tubo. Quando se encontram, ocorre entre eles uma reação, dada pela seguinte equação:

$$NH_3(g) + HC\ell(g) \rightarrow NH_4C\ell(s)$$

Como o sal é um sólido, no momento de sua formação, surge uma névoa branca, indicando a posição do encontro. A quantos metros da extremidade mais próxima se forma a névoa branca?

Resolução:

A situação proposta pode ser ilustrada da seguinte forma:



Aplicando-se a lei de efusão e difusão de Graham, tem-se:

$$\frac{v_{NH_3}}{v_{HC\ell}} = \sqrt{\frac{M_{HC\ell}}{M_{NH_3}}} \Rightarrow \frac{v_{NH_3}}{v_{HC\ell}} = \sqrt{\frac{36,5}{17}}$$

$$\therefore \frac{v_{NH_3}}{v_{HC\ell}} = 1,465 \quad \text{(i)}$$

Somando-se as distâncias percorridas pelo $HC\ell$ e pelo NH_3 até o momento do encontro, obtém-se o comprimento do tubo. De fato:

$$\Delta S_{NH_3} + \Delta S_{HC\ell} = 3 \cdot m \quad \text{(ii)}$$

Da cinemática, tem-se: $\Delta S = vt$ (iii)

Substituindo (iii) em (ii): $\Delta S_{NH_3} + \Delta S_{HC\ell} = 3 \therefore v_{NH_3} \cdot t + v_{HC\ell} \cdot t = 3$ (iv)

Substituindo (i) em (iv), tem-se:

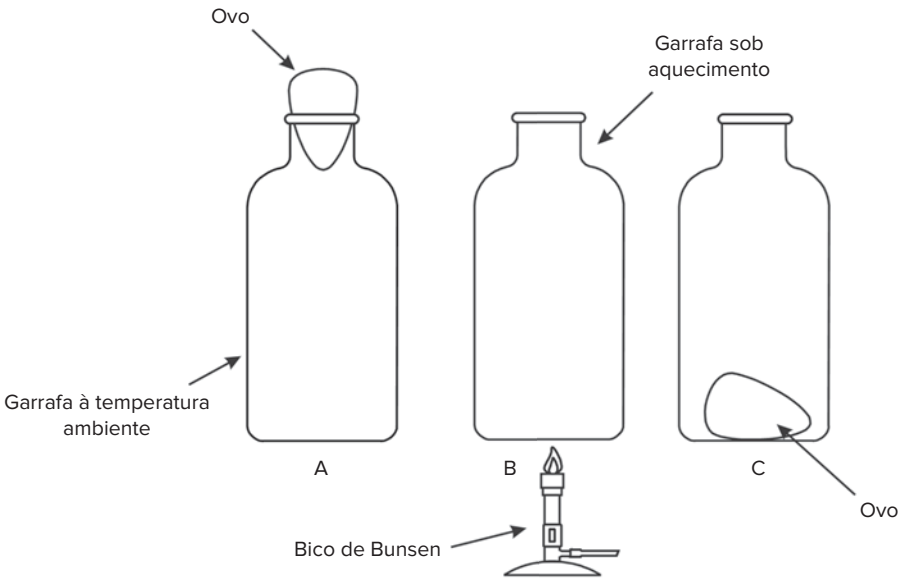
$$v_{NH_3} \cdot t + v_{HC\ell} \cdot t = 3 \Rightarrow 1,465 \cdot v_{HC\ell} \cdot t + v_{HC\ell} \cdot t = 3$$

$$2,465 \cdot v_{HC\ell} \cdot t = 3 \Rightarrow v_{HC\ell} \cdot t \cong 1,22 \therefore S_{HC\ell} \cong 1,22 \text{ m}$$

Como a distância percorrida pelo $HC\ell$ é medida desde o ponto de encontro até a extremidade mais próxima do tubo, então essa distância é de aproximadamente 1,22 m.

Revisando

1. **UFG-GO** Considere o esquema apresentado a seguir, em que um experimento é executado do seguinte modo: um ovo cozido e sem casca, colocado sobre o bocal de uma garrafa à temperatura ambiente, não passa para seu interior em virtude de seu diâmetro ser levemente maior que o do bocal, conforme desenho A. Em seguida o ovo é retirado e a garrafa é aquecida a 60 °C, conforme desenho B. Com a garrafa ainda aquecida, o ovo é recolocado sobre o bocal da garrafa e, durante o processo de resfriamento da garrafa, ele passa para seu interior conforme desenho C.



Explique o fenômeno que ocorre no experimento descrito e justifique por que o ovo, após o resfriamento, passa pelo bocal da garrafa.

2. **UFG-GO** O motor de Stirling é um sistema que regenera o ar quente em um ciclo fechado. As transformações que ocorrem nesse motor podem ser representadas, idealmente, pelas seguintes etapas:

   1. o gás é aquecido a volume constante;

   2. o gás se expande a uma temperatura constante;

   3. o gás é resfriado a volume constante;

   4. o gás se contrai a uma temperatura constante.

   Faça o diagrama pressão × volume para essas etapas do motor de Stirling.

3. **UEPG-PR** Certa massa de gás ocupa um volume de 1 m^3 a 323 °C, exercendo uma pressão de 1 atm no recipiente que a contém. Reduzindo-se a temperatura para 25 °C e o volume ocupado pelo gás para 25 litros, qual será a pressão no sistema, em atm?

4. **UFG-GO** Em um ambiente climatizado a 20 °C, havia balões de enfeite para uma festa, com volumes de 3, 5 e 10 litros, preenchidos com nitrogênio. Durante o referido evento, uma falha na climatização permitiu um aumento da temperatura, que chegou a 30 °C.
   Sabendo que a pressão máxima que as paredes dos balões são capazes de suportar é de 4,0 atm, determine se algum balão explodiu.

   ▶ **Dados:** $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$; $n = 0{,}5$ mol.

5. **UEG-GO** Uma bola de futebol de volume constante de 2,73 L é cheia com oxigênio gasoso até alcançar a pressão interna de 4,1 atm a 0 °C. De acordo com estas informações, determine:

   a) o número de mols do gás, na bola;

   b) a massa do gás, na bola.

   ▶ **Dados:** massa molar do $O_2 = 32\ g \cdot mol^{-1}$; $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.

6. **UFG-GO** Um cilindro contendo 64 g de O_2 e 84 g de N_2 encontra-se em um ambiente refrigerado a −23 °C. O manômetro conectado a esse cilindro indica uma pressão interna de 4 atm. Além disso, o manômetro também indica um alerta de que as paredes do cilindro suportam, no máximo, 4,5 atm de pressão. Devido a uma falha elétrica, a refrigeração é desligada e a temperatura do ambiente, em que o cilindro se encontra, se eleva a 25 °C.

Dado: $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.

a) Calcule o volume do cilindro e a pressão parcial de cada gás nas condições iniciais em que o cilindro se encontrava.

b) Demonstre, por meio de cálculos, se as paredes do cilindro vão resistir à nova pressão interna, a 25 °C, após a falha elétrica.

7. **UFBA** Para suprir a demanda de energia, o Brasil ainda necessita importar gás natural. Através do gasoduto Brasil-Bolívia, construído em parceria pelos dois países, a Bolívia fornece gás natural para várias cidades do Centro-Sul brasileiro. O gás natural está sendo utilizado cada vez mais como combustível para automóveis pelo fato de ser mais econômico e menos poluente do que a gasolina.

(FELTRE, 2004, p. 38-9).

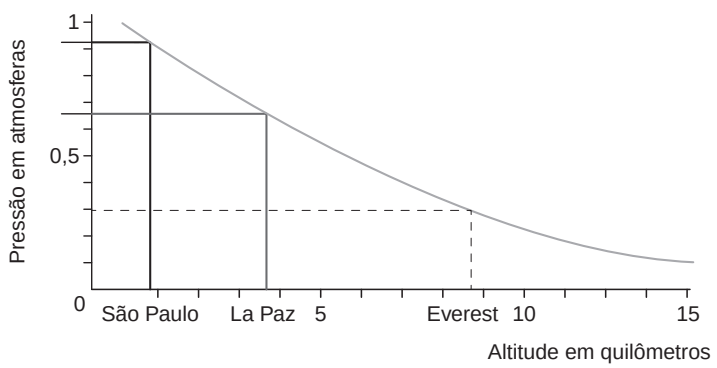
Considere um cilindro de gás natural de um automóvel, com 100 L de gás natural ideal, carregado a 27 °C e 9,0 atm, em um posto de combustíveis. Admitindo que a composição, em quantidade de matéria, do gás natural é 80% de metano e 20% de etano, determine o valor da massa da mistura gasosa contida nesse cilindro, expressando o resultado com três algarismos significativos.

8. **UFPE** O ideal é que a pressão parcial do oxigênio no pulmão seja de 0,20 atm. Um mergulhador, que está sujeito a altas pressões, deve dosar o gás que respira para manter a pressão parcial do oxigênio neste valor. Se ele estiver mergulhando a uma profundidade onde a pressão seja de 2,5 atm, qual deve ser a fração molar de oxigênio numa mistura oxigênio/nitrogênio para que ele possa respirar sem dificuldades?

9. **UFG-GO** A equação da lei dos gases ideais, $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, é uma equação de estado que resume as relações que descrevem a resposta de um gás ideal a mudanças de pressão, volume, temperatura e quantidade de moléculas. Considerando o exposto, demonstre, por meio de equações matemáticas, como a densidade de um gás qualquer varia em função da temperatura e determine a massa molar de um gás considerando os dados a seguir.

Dados: $d = 0{,}97\ g\ L^{-1}$; $T = 210\ °C$; $P = 0{,}25\ atm$; $R = 62{,}36\ L \cdot torr \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$; $1\ atm = 760\ torr$.

10. **UFTM-MG** Considere o gráfico, que relaciona a pressão atmosférica com a altitude.



www.uenf.br

a) Considerando que a composição do ar se mantenha constante com a altitude e que o ar tenha comportamento de gás ideal, calcule o valor aproximado do quociente:

$$\frac{\text{(densidade do ar 10 °C em São Paulo)}}{\text{(densidade do ar 10 °C em La Paz)}}$$

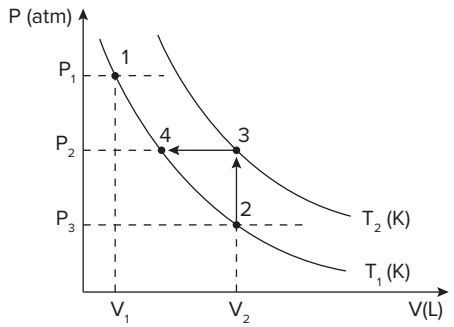
Mostre como obteve esse valor.

b) Considere duas garrafas contendo água mineral, proveniente de mesma fonte e à mesma temperatura, gaseificada artificialmente com gás carbônico, CO_2. Uma dessas garrafas foi aberta em Aracaju (SE), cidade localizada no nível do mar, e a outra foi aberta em Ouro Preto (MG), cidade localizada em região serrana. Indique se a concentração de CO_2 dissolvido na água da garrafa aberta em Aracaju é maior, menor ou igual à concentração desse gás na água da garrafa aberta em Ouro Preto. Justifique sua resposta.

Exercícios propostos

Variáveis de estado e transformações gasosas

1. Cesgranrio-RJ



A análise do gráfico anterior, que mostra as transformações sofridas por um gás ideal quando variamos a sua temperatura, pressão ou volume, nos permite afirmar que o gás evolui:

a) Isobaricamente de 1 a 2.
b) Isotermicamente de 2 a 3.
c) Isobaricamente de 3 a 4.
d) Isometricamente de 4 a 2.
e) Isometricamente de 3 a 4.

2. FMABC-SP 2022 Considere as afirmações sobre um gás:

1. As colisões entre as moléculas do gás são elásticas.

2. As colisões entre as moléculas do gás e as paredes do recipiente que o contém são inelásticas.

3. As moléculas do gás apresentam volume desprezível.

4. As interações elétricas entre as moléculas do gás são intensas.

São consistentes com o modelo de gás ideal somente as afirmações

a) 3 e 4.
b) 2 e 4.
c) 1 e 3.
d) 2 e 3.
e) 1 e 2.

3. IFCE Usando os conceitos relacionados ao estudo dos gases, podemos afirmar corretamente que:

a) através da lei de Boyle, é possível comprovar que, a uma temperatura constante, o volume ocupado por uma massa fixa de um gás é diretamente proporcional à pressão.
b) de acordo com a teoria cinética molecular dos gases, um gás é formado por moléculas em constante movimento e, em um gás ideal, não há atração nem repulsão entre as moléculas.
c) pela lei de Charles, para transformações isobáricas, o volume de um gás é inversamente proporcional à temperatura absoluta.
d) pela lei de Gay-Lussac, proposta em 1802, quando uma massa variável de um gás sofre transformação isocórica, a pressão do gás será diretamente proporcional à temperatura absoluta do sistema.
e) pela hipótese de Avogadro, gases diferentes, nas mesmas condições de volume, de pressão e de temperatura, sempre apresentarão diferentes números de moléculas.

4. Uece 2025 No estudo da Termodinâmica, o modelo do gás ideal é amplamente utilizado para descrever o comportamento dos gases em diferentes condições. Esse modelo se baseia em algumas suposições fundamentais que simplificam a análise dos sistemas gasosos. A seguir, apresentam-se três afirmações sobre o gás ideal.

I. As moléculas do gás ideal não exercem forças entre si, exceto nos momentos de colisão, garantindo que o comportamento do gás seja determinado apenas pelo movimento das partículas.

II. As partículas que compõem o gás ideal são consideradas pontos materiais, ou seja, possuem massa, mas seu volume próprio é insignificante quando comparado ao volume total do recipiente que as contém.

III. As colisões intermoleculares bem como as colisões entre as moléculas do gás com as paredes do recipiente são perfeitamente elásticas.

Estão corretas as afirmativas

a) I, II e III.
b) I, apenas.
c) I e III, apenas.
d) II, apenas.

5. Unesp 2023

(www.aviacaocomercial.net)

Para se calibrar o pneu do carro num posto de serviços, a recomendação é colocar cerca 30 PSI, sigla em inglês para a unidade de pressão "libra-força por polegada quadrada". Para o pneu de um avião, que é preenchido com nitrogênio puro em vez de ar, a regulagem recomendada é cerca de 200 PSI à temperatura ambiente de 300 K. No entanto, no momento do pouso, essa pressão interna pode aumentar significativamente, como consequência do calor gerado pelo impacto e atrito com o solo e pela ação dos freios, com a temperatura podendo atingir 1200 K.

(www.uol.com.br. Adaptado.)

Supondo que o volume do pneu não se altere, a pressão interna de nitrogênio no pneu durante o pouso pode atingir o valor de

a) 1 000 PSI. **c)** 600 PSI. **e)** 800 PSI.
b) 300 PSI. **d)** 500 PSI.

6. UFPR 2024 Uma certa massa de gás ideal está num estado termodinâmico em que a pressão vale P_0, o volume vale V_0, e a temperatura vale T_0. Essa massa de gás sofre um processo termodinâmico, e o volume passa a ser V, a pressão passa a ser P, e a temperatura passa a ser T. Sabe-se que $P = 4P_0$ e $T = 2T_0$. Considerando as informações apresentadas, assinale a alternativa que apresenta corretamente o valor do volume V em função do volume V_0.

a) $V = V_0$ **c)** $V = 4V_0$ **e)** $V = \frac{V_0}{2}$
b) $V = \frac{V_0}{4}$ **d)** $V = 2V_0$

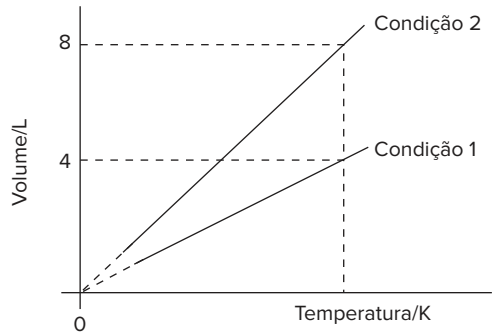
7. Enem 2019 Dois amigos se encontram em um posto de gasolina para calibrar os pneus de suas bicicletas. Uma das bicicletas é de corrida (bicicleta A) e a outra, de passeio (bicicleta B). Os pneus de ambas as bicicletas têm as mesmas características, exceto que a largura dos pneus de A é menor que a largura dos pneus de B. Ao calibrarem os pneus das bicicletas A e B, respectivamente com pressões de calibração p_A e p_B, os amigos observam que o pneu da bicicleta A deforma, sob mesmos esforços, muito menos que o pneu da bicicleta B. Pode-se considerar que as massas de ar comprimido no pneu da bicicleta A, m_A, e no pneu da bicicleta B, m_B, são diretamente proporcionais aos seus volumes. Comparando as pressões e massas de ar comprimido nos pneus das bicicletas, temos:

a) $p_A < p_B$ e $m_A < m_B$. **d)** $p_A < p_B$ e $m_A = m_B$.
b) $p_A > p_B$ e $m_A < m_B$. **e)** $p_A > p_B$ e $m_A > m_B$.
c) $p_A > p_B$ e $m_A = m_B$.

8. Unesp Segundo a lei de Charles Gay-Lussac, mantendo-se a pressão constante, o volume ocupado por um gás aumenta proporcionalmente ao aumento da temperatura. Considerando a teoria cinética dos gases e tomando como exemplo o gás hidrogênio (H_2), é correto afirmar que este comportamento está relacionado ao aumento

a) do tamanho médio de cada átomo de hidrogênio (H), devido à expansão de suas camadas eletrônicas.
b) do tamanho médio das moléculas de hidrogênio (H_2), pois aumentam as distâncias de ligação.
c) do tamanho médio das moléculas de hidrogênio (H_2), pois aumentam as interações entre elas.
d) do número médio de partículas, devido à quebra das ligações entre os átomos de hidrogênio ($H_2 \rightarrow 2H$).
e) das distâncias médias entre as moléculas de hidrogênio (H_2) e das suas velocidades médias.

9. UFG-GO No gráfico a seguir, está representada a variação de volume com a temperatura de um mol de gás, em duas condições diferentes:



Nessas condições,

- em V = 4 L, as pressões são idênticas.
- as massas são diferentes.
- as variações representadas ocorrem à pressão constante.
- em V = 8 L, as temperaturas são idênticas.

10. UEPG-PR 2024 Gases ideais não existem na realidade, isto é, são fictícios. Porém, em determinadas condições, os gases reais apresentam comportamentos semelhantes aos dos gases ditos ideais ou perfeitos. Em relação aos gases ideais, assinale o que for correto.

01 Entre as características dos gases ideais, podemos citar: os choques entre suas moléculas e as paredes do recipiente que os contém são perfeitamente elásticos e as forças de coesão entre suas moléculas são desprezíveis.

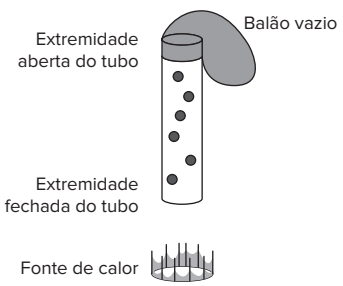
02 As variáveis de estado de um gás perfeito são: temperatura absoluta, volume e pressão a que está submetido.

04 Certa massa de gás perfeito ocupa um volume de 200 L a uma temperatura de 127 °C e 2 atm de pressão. Logo, o volume ocupado por ele, em CNTP, será maior que 40 L.

08 O gráfico v × t de uma transformação isobárica de um gás ideal é representado por uma reta.

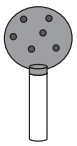
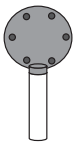
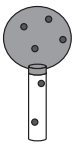
Soma:

11. Cefet-MG 2016 Imagine que um tubo de ensaio preenchido com um gás tenha uma de suas extremidades conectada a um balão de borracha vazio que se expande após o aquecimento do tubo. Além disso, considere que as moléculas do gás são representadas por esferas pretas, evidenciadas a seguir:



Sistema antes do aquecimento.

A figura que esquematiza o comportamento das moléculas do gás após o aquecimento é

a)  b)  c) d) 

Texto-base para a questão **12**.

Analise a seguinte situação.

Viajar para o Maranhão é conhecer o casario histórico de São Luís, a beleza de tirar o fôlego dos Lençóis Maranhenses, a cultura do bumba meu boi e comer muito bem e sem culpa. A primeira sugestão é deixar a dieta de lado e mergulhar na culinária maranhense, uma das mais ricas do Brasil.

A base dessa cozinha são os frutos do mar. Um dos principais representantes dessa culinária é a Peixada Maranhense. De origem indígena, tem como ingrediente principal a pescada, mas também pode ser feita com outros peixes. Geralmente preparado em panelas (preferencialmente hermeticamente fechadas) que propiciam a adequada variação de temperatura e de pressão. Porém, após a finalização deste prato, um cheiro forte e característico de peixe exala por toda cozinha, em razão da presença de uma amina, especificamente a trimetilamina.

12. **Uema 2023** Durante o cozimento do peixe, o vapor, inicialmente à temperatura T_o e à pressão P_o ambientes (ao nível do mar), foi aquecido até que a pressão tenha aumentado em 100% de seu valor inicial. Considere desprezível a variação do volume na panela. O valor da temperatura final, T_f, em relação à temperatura inicial, T_o, foi

a) duplicado.
b) igual.
c) reduzido à metade.
d) triplicado.
e) reduzido a um terço.

13. **Unicamp-SP 2021** "Hospital Municipal de Juruti (PA) recebe mais de 70 cilindros de oxigênio para tratar pacientes com Covid-19" (*site G1*, 01/06/2020). A oxigenoterapia é indicada para todos os pacientes graves, inicialmente variando de 5 a 10 L de O_2/min. Para uma vazão constante e máxima na faixa considerada, o cilindro de cada paciente deverá, necessariamente, ser trocado após aproximadamente

a) 17 horas de uso, sendo o volume de gás restante no cilindro igual a 50 L e a pressão 1 atm.
b) 33 horas de uso, sendo o volume de gás restante no cilindro igual a 50 L e a pressão 0 atm.
c) 33 horas de uso, sendo o volume de gás restante no cilindro igual a 0 L e a pressão 0 atm.
d) 17 horas de uso, sendo o volume de gás restante no cilindro igual a 0 L e a pressão 1 atm.

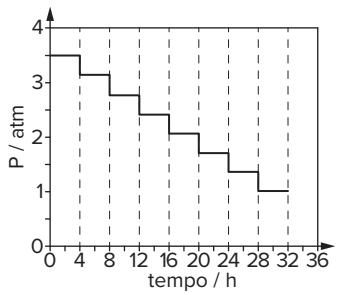
Dados: volume interno do cilindro = 50 L; volume aproximado do gás a 1 atm de pressão em cada cilindro = = 10 m^3; pressão inicial no cilindro ≅ 200 atm.

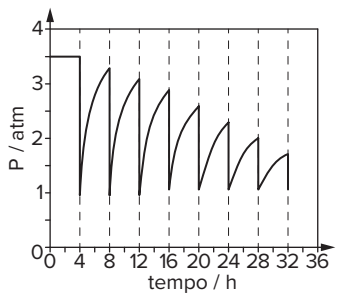
14. **UFG-GO** Um gás ideal, a uma temperatura de 344 K, ocupa completamente o interior de uma bexiga elástica com superfície esférica de raio 6 cm. Mantendo a pressão constante e variando a temperatura para 258 K, o raio da superfície esférica, em centímetros, que contém o gás, será de:

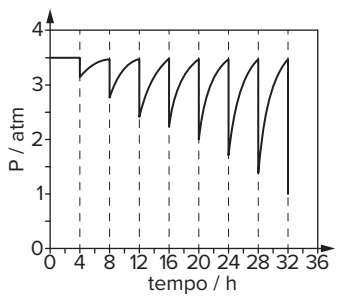
Dado: $\pi \cong 3$.

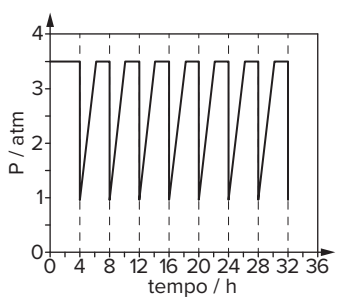
a) $3\sqrt{6}$. b) $\sqrt{6}$. c) $\sqrt{3}$. d) $3\sqrt[3]{12}$. e) $3\sqrt[3]{6}$.

15. **Unicamp-SP 2017** Bebidas gaseificadas apresentam o inconveniente de perderem a graça depois de abertas. A pressão do CO_2 no interior de uma garrafa de refrigerante, antes de ser aberta, gira em torno de 3,5 atm, e é sabido que, depois de aberta, ele não apresenta as mesmas características iniciais. Considere uma garrafa de refrigerante de 2 litros, sendo aberta e fechada a cada 4 horas, retirando-se de seu interior 250 mL de refrigerante de cada vez. Nessas condições, pode-se afirmar corretamente que, dos gráficos a seguir, o que mais se aproxima do comportamento da pressão dentro da garrafa, em função do tempo, é o

a)


b)


c)


d)


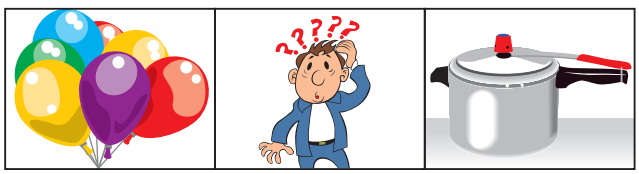
16. **UEL-PR 2024** Em 2016, o fundador da SpaceX, Elon Musk, revelou sua ambição de criar uma colônia humana em Marte. Naquela época, o empresário esperava que ocorresse uma missão tripulada ao planeta vizinho, logo em 2024. Mais adiante, ele recalculou seus planos para 2026 e, finalmente para 2029, como a data mais próxima para que os humanos consigam ir a Marte.

Supondo que um astronauta enche um balão na superfície da Terra (101 kPa) com um volume de 0,003 m^3 a uma temperatura de 30 °C. E que ele leve esse balão consigo a uma viagem a superfície de Marte com pressão de 600 Pa e se depara com uma temperatura de −123 °C.

Com base nos conhecimentos de física termodinâmica, assinale a alternativa que apresenta corretamente o volume que o balão terá na superfície de Marte, supondo que ele não se rompa.

a) 0,030 m^3
b) 0,250 m^3
c) 0,500 m^3
d) 0,003 m^3
e) 0,300 m^3

17. **UPF-RS** Ao fazer uma análise do comportamento físico-químico dos gases, foram feitas as seguintes constatações:



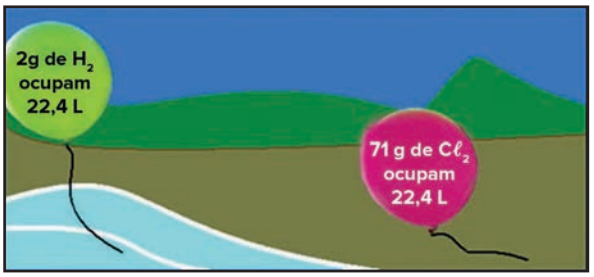
I. Numa bexiga cheia de ar, as moléculas dos gases estão em constante movimento e, consequentemente, chocam-se contra as paredes do recipiente que as contém, devido à energia cinética que possuem.
II. Numa panela de pressão, o aumento da pressão interna faz com que a água utilizada no aquecimento entre em ebulição em temperatura menor do que em pressão de 1 atm e por isso os alimentos são cozidos mais rapidamente.
III. Quando um gás está armazenado em um recipiente de volume variável, numa transformação isobárica, e for exposto a aumento de temperatura, a energia cinética de suas moléculas será maior e, com isso, ocupará menor volume.
IV. A temperatura de um gás, à pressão constante, é definida como a medida da energia cinética média de suas moléculas e, dessa forma, quanto maior for a energia cinética, maior será a temperatura.

Está correto apenas o que se afirma em:

a) I e II.
b) II e III.
c) III e IV.
d) I e IV.
e) II e IV.

Equação de Clapeyron e lei de Avogadro

18. **Uema 2021**



Considere o comportamento dos gases hidrogênio e cloro, respectivamente, em seus balões, nas mesmas condições de temperatura e de pressão. As informações da imagem retratam o princípio que corresponde à lei de

a) Avogadro.
b) Boyle.
c) Proust.
d) Charles.
e) Dalton.

19. **Unigranrio-RJ 2017** Gases ideais são aqueles nos quais as interações entre átomos, íons ou moléculas em suas constituições são desprezadas e esse comportamento se intensifica em pressões baixas. Na descrição desses gases a equação de estado para gases perfeitos é a mais adequada. Considere uma quantidade de matéria de 2,5 mols de um gás de comportamento ideal que ocupa um volume de 50 L à pressão de 1246 mmHg. A temperatura desse gás nas condições citadas será de:

▶ **Dado:** $R = 62{,}3\ \frac{mmHg \cdot L}{K \cdot mol}$.

a) 400 K.
b) 127 K.
c) 273 K.
d) 200 K.
e) 254 K.

20. **IFCE 2016** A nossa atmosfera é composta por diferentes gases, dentre eles O_2, CO_2 e N_2, estes denominados gases reais. Para estudar o comportamento dos gases, primeiramente estudamos os denominados gases ideais, modelos em que as moléculas se movem ao acaso e são tratadas como moléculas de tamanho desprezível, nas quais a força de interação elétrica entre as partículas é nula. De acordo com o modelo dos gases ideais, quando o número de mols de um gás permanece constante, a Lei dos Gases Ideais é expressa pela equação $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, onde:

P = pressão;
V = volume;
n = número de mols;
R = constante dos gases ideais;
T = temperatura em Kelvin.

De acordo com esta equação é **verdadeiro** afirmar-se que

a) a pressão de um gás é inversamente proporcional à temperatura absoluta se o volume se mantiver constante.

b) a pressão é inversamente proporcional ao volume. Ou seja, ao diminuirmos a pressão de um gás nas condições ideais e com o número de mols constante e temperatura constante, o volume aumenta.
c) pressão e volume do gás ideal independem da temperatura do mesmo.
d) o número de mols de um gás varia de acordo com a pressão e o volume que este gás apresenta.
e) a temperatura de um gás é sempre constante.

21. UEG-GO Uma massa de 708 g de um alcano foi armazenada em um recipiente de volume igual a 30 L e exerce uma pressão de 10 atm quando a temperatura é igual a 27 °C.

Dado: $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.

De acordo com os dados apresentados, o composto contido no recipiente é o

a) etano.
b) butano.
c) metano.
d) propano.

22. Mackenzie-SP 2016 Em um experimento no qual foi envolvido um determinado gás ideal X, uma amostra de 2,0 g desse gás ocupou o volume de 623 mL de um balão de vidro, sob temperatura de 127 °C e pressão de 1000 mmHg. Considerando-se que esse gás X seja obrigatoriamente um dos gases presentes nas alternativas a seguir, identifique-o.

Dados: massas molares ($g \cdot mol^{-1}$) H = 1, N = 14, O = 16 e S = 32. Constante universal dos gases ideais (R) = 62,3 $mmHg \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.

a) H_2.
b) O_2.
c) NO_2.
d) SO_2.
e) SO_3.

23. Unicid-SP 2017 Numa sala de triagem de um pronto-socorro, acidentalmente, um termômetro se quebrou e praticamente todo o mercúrio contido no bulbo se espalhou pelo chão. No momento do acidente, a temperatura da sala era de 25 °C.

a) Considerando o volume da sala 240 m^3, a pressão atmosférica do mercúrio $2{,}6 \cdot 10^{-6}$ atm a 25 °C e $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$, calcule a quantidade de vapor de mercúrio, em g, que se espalhou na sala.
b) Qual é o nome da liga metálica formada entre o mercúrio e outro metal? Esse tipo de liga é uma mistura homogênea ou heterogênea?

24. Uece Com algumas informações e utilizando uma das leis dos gases ideais adaptada aos gases reais, é possível determinar a massa molecular de uma substância no estado gasoso. Baseado nesta informação, considere a seguinte situação: um balão com capacidade de 5 L encerra 16,77 g de um gás submetido a uma pressão de 2 atm, a uma temperatura de 47 °C. Utilizando estes dados e sabendo que a sua estrutura molecular apresenta ligações sigma e pi, pode-se concluir acertadamente que o gás contido no balão é o

a) dióxido de carbono.
b) eteno.
c) acetileno.
d) propano.

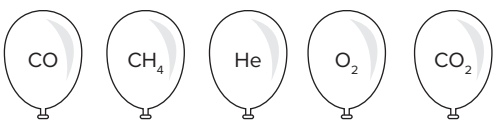
25. Fuvest-SP A tabela a seguir apresenta informações sobre cinco gases contidos em recipientes separados e selados.

Recipiente	Gás	Temperatura (K)	Pressão (atm)	Volume (L)
1	O_3	273	1	22,4
2	Ne	273	2	22,4
3	He	273	4	22,4
4	N_2	273	1	22,4
5	Ar	273	1	22,4

Qual recipiente contém a mesma quantidade de **átomos** que um recipiente selado de 22,4 L, contendo H_2, mantido a 2 atm e 273 K?

a) 1. b) 2. c) 3. d) 4. e) 5.

26. UFJF-MG 2023 Considere 5 balões com o mesmo volume, na mesma temperatura. Cada balão contém um gás diferente: CO, CH_4, He, O_2 e CO_2. Em todos os balões, a pressão exercida por cada gás é a mesma.



Assinale a alternativa **CORRETA**:

a) A massa de gás em todos os balões é a mesma.
b) A densidade dos gases contidos nos balões é a mesma.
c) O balão contendo o He apresenta o maior número de átomos.
d) A quantidade de substância em número de mol em todos os balões é a mesma.
e) O balão contendo o CH_4 apresenta o maior número de moléculas.

27. IFSul-RS 2017 Supondo um comportamento de gás ideal, a opção que indica, aproximadamente, a massa em gramas de 1,12 L de NH_3 nas CNTP é

a) 0,85 g.
b) 1,50 g.
c) 8,50 g.
d) 22,4 g.

Texto para a questão **28**.

Novas tecnologias de embalagens visam a aumentar o prazo de validade dos alimentos, reduzindo sua deterioração e mantendo a qualidade do produto comercializado. Essas embalagens podem ser classificadas em Embalagens de Atmosfera Modificada Tradicionais (MAP) e Embalagens de Atmosfera Modificada em Equilíbrio (EMAP). As MAP são embalagens fechadas que podem utilizar em seu interior tanto gases como He, Ne, Ar e Kr, quanto composições de CO_2 e O_2 em proporções adequadas. As EMAP também podem utilizar uma atmosfera modificada formada por CO_2 e O_2 e apresentam microperfurações na sua superfície, conforme ilustrado abaixo.

Adaptado de exclusive.multibriefs.com

FRENTE 3

28. **Uerj 2019** Admita que, imediatamente após a colocação do gás argônio em uma embalagem específica, esse gás assume o comportamento de um gás ideal e apresenta as seguintes características:

Pressão = 1 atm; Temperatura = 300 K; Massa = 0,16 g.

Nessas condições, o volume, em mililitros, ocupado pelo gás na embalagem é:

a) 96.
b) 85.
c) 77.
d) 64.

Texto para a questão **29**.

Uma das etapas mais difíceis de um voo espacial tripulado é a reentrada na atmosfera terrestre. Ao reencontrar as camadas mais altas da atmosfera, a nave sofre forte desaceleração e sua temperatura externa atinge milhares de graus Celsius. Caso a reentrada não ocorra dentro das condições apropriadas, há risco de graves danos à nave, inclusive de explosão, e até mesmo risco de ela ser lançada de volta ao espaço.

29. **Unicamp-SP 2024** O ar atmosférico comporta-se como um gás perfeito. Sendo a pressão e a temperatura do ar, numa determinada posição da alta atmosfera, dadas por p = 2,0 Pa e T = 180 K (sem a presença da cápsula na vizinhança), e sendo a constante universal dos gases perfeitos R ≅ 8 J/mol · K, qual é o volume ocupado por um mol de ar naquela posição?

a) $1{,}38 \cdot 10^{-3}\ m^3$.
b) $9{,}00 \cdot 10^{1}\ m^3$.
c) $7{,}20 \cdot 10^{2}\ m^3$.
d) $2{,}88 \cdot 10^{3}\ m^3$.

30. **Uece 2016** Uma amostra de gás causador de chuva ácida, com massa de 4,80 g, ocupa um volume de 1 litro quando submetido a uma pressão de 1,5 atm e a uma temperatura de 27 °C. Esse gás é o

a) dióxido de enxofre.
b) trióxido de enxofre.
c) óxido nítrico.
d) dióxido de nitrogênio.

31. **UFJF/Pism-MG 2018** Em uma festa, dois balões foram preenchidos com diferentes gases ideais (A e B). Sabe-se que: $P_A = 2P_B$; $T_A = 5T_B$; $n_A = 4n_B$ e que o volume ocupado pelo gás A é igual a 5 L. Podemos concluir que o volume (em mL) ocupado pelo gás B é:

a) 500.
b) 2 000.
c) 5 000.
d) 125.
e) 0,5.

32. **Mackenzie-SP** Uma amostra de 20 g de um gás ideal foi armazenada em um recipiente de 15,5 L, sob pressão de 623 mmHg, a uma temperatura de 37 °C. Dentre os gases elencados a seguir, aquele que podia representar esse gás ideal é o

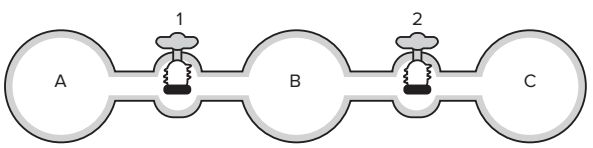
Dados: massas molares ($g \cdot mol^{-1}$) H = 1, C = 12, N = 14, O = 16, Ar = 40. Constante universal dos gases ideais ($mmHg \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$) = 62,3.

a) gás hidrogênio.
b) gás carbônico.
c) gás argônio.
d) gás etano.
e) gás nitrogênio.

33. **Mackenzie-SP** Três recipientes indeformáveis A, B e C, todos com volumes iguais, contêm, respectivamente, três diferentes gases de comportamento ideal, conforme a descrição contida na tabela.

Recipiente	Gás armazenado	Temperatura	Pressão
A	hélio (He)	400 K	3 atm
B	nitrogênio (N_2)	600 K	4,5 atm
C	oxigênio (O_2)	200 K	1 atm

Os balões são interligados entre si por conexões de volumes desprezíveis, que se encontram fechadas pelas válvulas 1 e 2. O sistema completo encontra-se ilustrado na figura a seguir.



Ao serem abertas as válvulas 1 e 2, a mistura gasosa formada teve sua temperatura estabilizada em 300 K. Desse modo, a pressão interna final do sistema é igual a

a) 1,5 atm.
b) 2,0 atm.
c) 2,5 atm.
d) 3,0 atm.
e) 3,5 atm.

34. **UEM/PAS-PR 2024** Considere dois recipientes, um com volume 50 L, que contém 1 mol de oxigênio (O_2) na temperatura T = 200 K; e outro recipiente, com volume de 100 L, que contém 1 mol de ozônio (O_3) na temperatura T = 400 K. Ambos são adiabáticos e estão conectados por uma torneira fechada e também adiabática. Com base nessas informações e supondo que os gases obedecem à equação de estado dos gases ideais pV = nRT, com $R = 0{,}082\ \frac{L \cdot atm}{mol \cdot K}$, assinale o que for correto.

01 As pressões internas nos dois recipientes são iguais.
02 O número de moléculas dentro de cada recipiente é igual.
04 O número de átomos dentro de cada recipiente é igual.

08 Após aberta a torneira, os gases não se misturam, pois as pressões iniciais são iguais.

16 Após aberta a torneira e o sistema entrar em equilíbrio, haverá mudança de temperatura.

Soma:

35. Enem 2023 De acordo com a Constituição Federal, é competência dos municípios o gerenciamento dos serviços de limpeza e coleta dos resíduos urbanos (lixo). No entanto, há relatos de que parte desse lixo acaba sendo incinerado, liberando substâncias tóxicas para o ambiente e causando acidentes por explosões, principalmente quando ocorre a incineração de frascos de aerossóis (por exemplo: desodorantes, inseticidas e repelentes). A temperatura elevada provoca a vaporização de todo o conteúdo dentro desse tipo de frasco, aumentando a pressão em seu interior até culminar na explosão da embalagem.

ZVEIBIL, V. Z. et al. Cartilha de limpeza urbana. Disponível em: www.ibam.org.br. Acesso em: 6 jul. 2015 (adaptado).

Suponha um frasco metálico de um aerossol de capacidade igual a 100 mL, contendo 0,1 mol de produtos gasosos à temperatura de 650 °C, no momento da explosão.

Dado: considere: $R = 0{,}082 \frac{L \cdot atm}{mol \cdot K}$.

A pressão, em atm, dentro do frasco, no momento da explosão, é mais próxima de

a) 756.
b) 533.
c) 76.
d) 53.
e) 13.

36. UEG-GO 2024 O monóxido de carbono (CO) é um gás emitido por ações humanas ou naturais. É um gás incolor, sem cheiro e sem sabor. É caracterizado como um asfixiante químico, pois impede a utilização biológica do oxigênio e, por esse motivo, é tóxico. Por conta de suas características físico-químicas, é um gás de difícil detecção pelos sentidos humanos, o que o torna ainda mais perigoso. É um dos produtos formados pela combustão incompleta de compostos que possuem carbono em sua composição. Quando ocorre a queima desses compostos (geralmente combustíveis como gasolina, querosene e diesel), com quantidade insuficiente de gás oxigênio, a reação não se processa como é esperado, por uma queima total, que libera dióxido de carbono (CO_2). Outros produtos como o monóxido de carbono e o carbono sólido (fuligem) são formados nessas condições. A intoxicação por monóxido de carbono dá-se por meio das vias respiratórias, pelas quais o gás vai para os pulmões e entra na corrente sanguínea. Após a difusão do monóxido de carbono pelas veias, ele se liga à hemoglobina (que é a proteína contida no sangue, responsável pelo transporte de oxigênio para os tecidos do corpo) e entra em competição com o próprio gás oxigênio (O_2). Devido ao fato de o monóxido de carbono possuir uma afinidade cerca de 250 vezes maior com a hemoglobina do que o gás oxigênio, ele forma a carboxi-hemoglobina, impedindo a formação da oxi-hemoglobina (oxigênio ligado à hemoglobina). Com isso, o fornecimento de oxigênio para o corpo fica prejudicado, causando asfixia.

Disponível em: www.manualdaquimica.com/quimica-inorganica/monoxido-de-carbono.htm. Acesso em: 20 fev. 2024.

Considerando o monóxido de carbono como um gás ideal, infere-se que a massa desse gás, que ocupa um volume de 600 mL, a uma pressão de 1 atm e a uma temperatura de 37 °C, é de:

Dado: $R = 0{,}082\ atm \cdot L/mol \cdot K$

a) 1,32 g
b) 5537,2 g
c) 660,9 g
d) 0,66 g
e) 5,5 g

Misturas gasosas

37. UEL-PR Considere a mistura de 0,5 mol de CH_4 e 1,5 mol de C_2H_6, contidos num recipiente de 30,0 litros a 300 K. A pressão parcial do CH_4, em atmosfera, é igual a

a) 1,0.
b) 0,82.
c) 0,50.
d) 0,41.
e) 0,10.

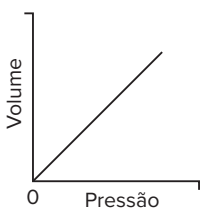
38. UFC-CE Considere um recipiente de 10 L contendo uma mistura gasosa de 0,20 mol de metano, 0,30 mol de hidrogênio e 0,40 mol de nitrogênio, a 25 °C. Admitindo-se o comportamento do gás ideal, pede-se:

a) a pressão, em atmosferas, no interior do recipiente.
b) as pressões parciais dos componentes.

Dado: $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.

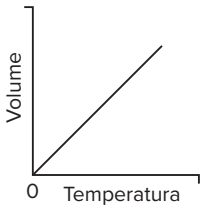
39. UFPE Gases ideais são sistemas muito importantes em Química e Física, pois têm equações de estado conhecidas. Sobre o comportamento de gases ideais, é correto afirmar que:

- as equações de estado de gases ideais independem da natureza química do gás.
- num gás que apresenta comportamento ideal, as energias de interações médias entre as moléculas são desprezíveis, comparadas com as suas energias cinéticas médias.
- para uma mistura de dois gases ideais, a pressão total do sistema é maior que a soma das pressões parciais dos gases.
- o gráfico a seguir representa a dependência do volume com a pressão para um gás ideal numa temperatura constante.



FRENTE 3

o gráfico a seguir representa a dependência do volume com a temperatura para um gás ideal numa pressão constante.



40. **UFPE** Um frasco de 22,4 L contém 2,0 mol de H_2 e 1,0 mol de N_2, a 273,15 K ($R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$). Portanto, podemos afirmar que:

- as frações molares de H_2 e N_2 são respectivamente $\frac{2}{3}$ e $\frac{1}{3}$.
- as pressões parciais de H_2 e N_2 são respectivamente 2,0 atm e 1,0 atm.
- a pressão total no vaso é de 3,0 atm.
- ao comprimirmos os gases, até a metade do volume inicial do frasco, teremos uma pressão final de 1,5 atm.
- os gases H_2 e N_2 possuem densidades diferentes e, por isso, não se misturam.

41. **UEM-PR** Considere uma mistura gasosa formada por 8 g de H_2 e 32 g de O_2 que exerce uma pressão total igual a 50 kPa em um recipiente de 40 litros e assinale o que for correto.

01 A fração, em mols, de hidrogênio é 0,8.
02 A pressão parcial do oxigênio é 10 kPa.
04 O volume parcial do hidrogênio é 32 litros.
08 A porcentagem, em volume, do oxigênio é 20%.
16 A pressão parcial do hidrogênio é 45 kPa.

Soma:

42. **PUC-PR 2016** A atmosfera é uma camada de gases que envolve a Terra, sua composição em volume é basicamente feita de gás nitrogênio (78%), gás oxigênio (21%) e 1% de outros gases, e a pressão atmosférica ao nível do mar é de aproximadamente 100 000 Pa. A altitude altera a composição do ar, diminui a concentração de oxigênio, tornando-o menos denso, com mais espaços vazios entre as moléculas; consequentemente, a pressão atmosférica diminui. Essa alteração na quantidade de oxigênio dificulta a respiração, caracterizando o estado clínico conhecido como hipóxia, que causa náuseas, dor de cabeça, fadiga muscular e mental, entre outros sintomas. Em La Paz, na Bolívia, capital mais alta do mundo, situada a 3600 metros acima do nível do mar, a pressão atmosférica é cerca de 60 000 Pa e o teor de oxigênio no ar atmosférico é cerca de 40% menor que ao nível do mar. Os 700 000 habitantes dessa região estão acostumados ao ar rarefeito da Cordilheira dos Andes e comumente mascam folhas de coca para atenuar os efeitos da altitude. Em La Paz, a pressão parcial do gás oxigênio, em volume, é aproximadamente de:

a) 10 200 Pa.
b) 12 600 Pa.
c) 16 000 Pa.
d) 20 000 Pa.
e) 24 000 Pa.

43. **FICSAE-SP 2016** Em uma câmara fechada, de volume fixo, foi realizada a queima do combustível butano. A combustão foi incompleta, gerando gás carbônico, monóxido de carbono e água. A equação a seguir representa a proporção estequiométrica das substâncias envolvidas no processo.

$$4\,C_4H_{10}(g) + 25\,O_2(g) \rightarrow 14\,CO_2(g) + 2\,CO(g) + 20\,H_2O(\ell)$$

Sabendo que todo o butano foi consumido na reação e que a pressão parcial desse combustível no sistema inicial era de 20 mmHg a 25 °C, a pressão parcial dos gases dióxido de carbono e monóxido de carbono após o término da reação, medida na mesma temperatura, foi, respectivamente,

a) 140 mmHg e 140 mmHg.
b) 140 mmHg e 20 mmHg.
c) 70 mmHg e 10 mmHg.
d) 70 mmHg e 20 mmHg.

44. **Uneb-BA** Em média, os seres humanos respiram automaticamente 12 vezes por minuto e esse ciclo, em conjunto com os batimentos cardíacos, é um dos dois ritmos biológicos vitais. O cérebro ajusta a cadência da respiração às necessidades do corpo sem nenhum esforço consciente. Mas o ser humano tem a capacidade de deliberadamente prender a respiração por curtos períodos. Essa capacidade é valiosa quando se precisa evitar que água ou poeira invadam os pulmões, estabilizar o tórax antes do esforço muscular e aumentar o fôlego quando necessário para se falar sem pausas.

Muito antes que a falta de oxigênio ou excesso de dióxido de carbono possa danificar o cérebro, algum mecanismo, aparentemente, leva ao ponto de ruptura, além do qual se precisa desesperadamente de ar.

Uma explicação lógica hipotética para o ponto de ruptura é que sensores especiais do corpo analisam alterações fisiológicas associadas ao inspirar e expirar antes que o cérebro apague.

O ponto de ruptura é o momento exato em que uma pessoa em apneia precisa desesperadamente de ar. O treinamento da apneia pode ampliá-la, assim como a meditação, que inunda o corpo com oxigênio, eliminando o dióxido de carbono, CO_2.

(PARKES. 2013. p. 22-27)

Considerando-se que no ponto de ruptura, momento exato em que uma pessoa em apneia precisa desesperadamente de ar, a composição média em volume do ar expirado pelos pulmões, ao nível do mar, é de 80% de nitrogênio, $N_2(g)$, 15% de oxigênio, $O_2(g)$, e 5% de dióxido de carbono, $CO_2(g)$, é correto afirmar:

a) A fração em mol do $CO_2(g)$ é 2,20.
b) O volume parcial do nitrogênio é 17,92 L.
c) A pressão parcial do oxigênio é igual a 114 mmHg.
d) O $CO_2(g)$ é essencial à manutenção do estado de consciência.
e) O metabolismo celular deixa completamente de produzir energia, durante o estado meditativo.

45. **UFPB** A atmosfera é uma preciosa camada de gases considerada vital, protegendo os seres vivos de radiações nocivas e fornecendo substâncias importantes como oxigênio, nitrogênio, dióxido de carbono, água, dentre outras. Além disso, os gases têm ampla aplicabilidade: o N_2O é usado como anestésico; o CO_2, no combate a incêndios; o CH_4, como combustível; o O_2, em equipamentos de mergulho etc.

Considerando os conceitos relacionados com a teoria dos gases ideais, numere a segunda coluna de acordo com a primeira.

1. Fração molar
2. Princípio de Avogadro
3. Transformação isocórica
4. Lei de Dalton das pressões parciais
5. Transformação isobárica
6. Transformação isotérmica

( ) Para uma quantidade fixa de um gás ideal, a volume constante, a pressão é diretamente proporcional à temperatura.
( ) Sob as mesmas condições de temperatura e pressão, volumes iguais de dois gases ideais contêm igual número de moléculas.
( ) A pressão total de uma mistura de gases ideais é igual à soma das pressões individuais de cada gás presente na mistura.
( ) Razão entre o número de mols de um gás ideal, presente em uma mistura gasosa, e o número total de mols dos gases constituintes da mistura.
( ) Para uma quantidade fixa de um gás ideal, à pressão constante, o volume é diretamente proporcional à temperatura.

A sequência correta é:

a) 6, 1, 4, 2, 5. **c)** 3, 2, 4, 1, 5. **e)** 3, 1, 4, 2, 6.
b) 6, 2, 4, 1, 3. **d)** 3, 4, 2, 1, 6.

46. **Fuvest-SP** Na respiração humana o ar inspirado e o ar expirado têm composições diferentes. A tabela a seguir apresenta as pressões parciais, em mmHg, dos gases da respiração em determinado local.

gás	ar inspirado	ar expirado
oxigênio	157,9	115,0
dióxido de carbono	0,2	**x**
nitrogênio	590,2	560,1
argônio	7,0	6,6
vapor de água	4,7	46,6

Qual é o valor de **x**, em mmHg?

a) 12,4. **c)** 48,2. **e)** 71,3.
b) 31,7. **d)** 56,5.

47. **Uece 2016** Em alguns casos, há necessidade de coletar-se o produto de uma reação sob a água para evitar que ele escape e misture-se com o ar atmosférico. Uma amostra de 500 mL de oxigênio foi coletada sob a água a 23 °C e pressão de 1 atm. Sabendo-se que a pressão de vapor da água a 23 °C é 0,028 atm, o volume que o O_2 seco ocupará naquelas condições de temperatura e pressão será

a) 243,0 mL. **c)** 364,5 mL.
b) 486,0 mL. **d)** 729,0 mL.

48. **PUC-PR 2022**

O papel da fisioterapia respiratória durante e depois da Covid-19

O pulmão é o órgão mais acometido pelo coronavírus e o que mais demora a se recuperar. Daí a importância de um tratamento contínuo e focado nele.

Apesar de o coronavírus causar sintomas brandos na maior parte das pessoas, há uma parcela que encara a versão grave da doença e precisa de intervenções hospitalares. Para essa turma, os problemas não acabam quando o vírus some do organismo.

Para ter ideia, indivíduos que são internados podem sair do hospital com **sequelas neurológicas**, **fraqueza muscular** e **dores pelo corpo**. "Alguns desenvolvem estresse pós-traumático, crises de **ansiedade** e pânico, entre diversos outros problemas", conta a médica Simone Raiher, coordenadora do ambulatório pós-covid do **Hospital Santa Catarina** – Paulista.

A lista é variada, mas um dos órgãos mais comprometidos mesmo pelo Sars-CoV-2 é o pulmão. Por isso, ele exige cuidados especiais, durante e após a infecção pelo vírus. É aí que entra a **fisioterapia respiratória**.

O que é a fisioterapia respiratória?

"No geral, ela consiste em exercícios que dão o suporte para que o paciente **respire bem**, realizando as trocas gasosas de forma adequada. A ideia é que ele não sinta dificuldades para fazer atividades do dia a dia", resume a fisioterapeuta Débora Schujmann, pesquisadora da Faculdade de Medicina da USP (FMUSP).

Na prática, os *experts* recorrem a uma **gama de técnicas e aparelhos**. Por exemplo: uma pessoa que está com as vias aéreas obstruídas pode aprender movimentos específicos para facilitar a liberação de secreções dos pulmões, auxiliando no funcionamento do órgão.

Agora, um sujeito que está internado com dificuldade para respirar necessita de intervenções mais intensas, como aparelhos de suporte de **oxigênio**. Também é papel do fisioterapeuta avaliar o quadro, sugerir o equipamento mais eficaz e adequar os níveis de ventilação. [...]

Disponível em: https://saude.abril.com.br/medicina/o-papel-da-fisioterapia-respiratoria-durante-e-depois-da-covid-19/. Acesso em: 12/09/2021.

Após a leitura do texto, julgue os itens a seguir com base nos seus conhecimentos em química.

I. Numa mistura gasosa, como o ar atmosférico, a pressão parcial de um gás depende da fração molar desse gás.
II. Misturas gasosas são sempre homogêneas.
III. Se um paciente vive em uma região litorânea, ao respirar uma mistura constituída por 156 L de gás nitrogênio, 42 L de gás oxigênio e 2 L de argônio gasoso, podemos dizer que esse paciente respirou 0,78 atm de gás oxigênio.
IV. Mantendo-se a temperatura constante, qualquer variação do volume ocupado por um determinado número de moléculas gasosas é diretamente proporcional à variação da pressão.
V. Nos pulmões, assim como em qualquer ambiente onde o gás esteja confinado, a pressão exercida pela mistura gasosa é resultado das colisões de suas moléculas contra as "paredes" dele.

São CORRETOS

a) apenas os itens I, II e V.
b) apenas os itens III e IV.
c) apenas os itens II e IV.
d) apenas os itens I, III e V.
e) todos os itens.

49. UFPR Num depósito há três cilindros idênticos de gás, numa mesma temperatura, e cada cilindro possui um rótulo com as seguintes informações:

Cilindro 1	7 g de N_2	16 g de O_2	6 g de He
Cilindro 2	14 g N_2	8 g de O_2	13 g de CO_2
Cilindro 3	8 g de CH_4	13 g de O_2	4 g H_2

Dados: M(g/mol): C = 12,01; H = 1,008; O = 15,999; N = 14,007; He = 4,003.

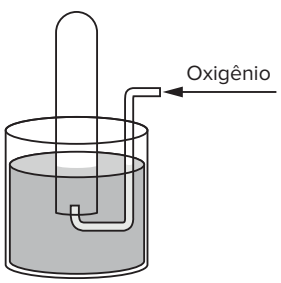
Com base nesse quadro, considere as seguintes afirmativas:

1. O cilindro 1 apresenta a maior pressão parcial de O_2.
2. O cilindro 2 apresenta a menor pressão parcial de N_2.
3. O cilindro 3 apresenta a menor pressão parcial de O_2.
4. O cilindro 3 apresenta a maior pressão total.

Assinale a alternativa correta.

a) Somente as afirmativas 1 e 4 são verdadeiras.
b) Somente as afirmativas 2 e 3 são verdadeiras.
c) Somente as afirmativas 1, 2 e 4 são verdadeiras.
d) Somente as afirmativas 2, 3 e 4 são verdadeiras.
e) As afirmativas 1, 2, 3 e 4 são verdadeiras.

50. Unifesp A figura representa um experimento de coleta de 0,16 g de gás oxigênio em um tubo de ensaio inicialmente preenchido com água destilada a 27 °C.



Quando o nível da água dentro do tubo de ensaio é o mesmo que o nível de fora, a pressão no interior do tubo é de 0,86 atm. Dadas a pressão de vapor (H_2O) a 27 °C = 0,040 atm e R = 0,082 atm · L · K^{-1} · mol^{-1}, o volume de gás, em mL, dentro do tubo de ensaio é igual a:

a) 30. c) 150. e) 300.
b) 140. d) 280.

51. ITA-SP 2017 Um frasco fechado contém dois gases cujo comportamento é considerado ideal: hidrogênio molecular e monóxido de nitrogênio. Sabendo que a pressão parcial do monóxido de nitrogênio é igual a 3/5 da pressão parcial do hidrogênio molecular e que a massa total da mistura é de 20 g, assinale a alternativa que fornece a porcentagem em massa do hidrogênio molecular na mistura gasosa.

a) 4%. b) 6%. c) 8%. d) 10%. e) 12%.

52. UEM-PR 2016 Assinale o que for correto.

01 No que diz respeito à interpretação microscópica de uma transformação isobárica, pode-se dizer que o aumento da violência das colisões contra as paredes internas do recipiente, provocado pelo aumento de temperatura, é compensado pela diminuição da frequência com que as colisões ocorrem.

02 Um balão de festas de 2 L, mantido a 21 °C em um ambiente com ar condicionado, é levado para o exterior, onde a temperatura é 32 °C. Admitindo-se que as variações de pressão possam ser desprezadas, o aumento de volume do balão será inferior a 10% do volume inicial.

04 Considere a decomposição do $CaCO_3(s)$ em $CaO(s)$ e $CO_2(g)$. Admitindo-se que 50,0 g de $CaCO_3(s)$ tenham sido totalmente decompostos, a pressão do $CO_2(g)$ produzido será de aproximadamente 4,1 atm se este gás tiver sido coletado em um recipiente de 3 L e estabilizado a uma temperatura de 27 °C.

Dados: R = 0,082 (atm · L)/(mol · K); Ca = 40; C = 12; O = 16.

08 Um gás real, sendo resfriado isobaricamente a 1 atm, atingirá seu menor volume possível, no estado gasoso, a −273 °C.

16 Segundo a Lei de Amagat, o volume total de uma mistura gasosa é igual à soma dos volumes parciais de seus componentes.

Soma:

53. UFG-GO Os veículos abastecidos com gás natural veicular (GNV) possuem um cilindro para armazenar o gás, cujo volume, quando cheio de água, é de 30,0 L. Quando cheio de gás, a 27 °C, a pressão interna desse cilindro é de 200 atm. Considere a composição do gás apresentada na tabela a seguir e os valores da constante universal dos gases.

Composição do GNV	
substância	**% molar**
metano	88,0
etano	9,0
propano	0,4
nitrogênio	1,2
outros	1,4

Dados: Constante universal dos gases (R):
$8{,}20578 \cdot 10^{-2}$ L atm K^{-1} mol^{-1}.
8,3145 L kPa K^{-1} mol^{-1}.
62,3693 L mmHg K^{-1} mol^{-1}.

Qual a massa, em quilogramas, de dióxido de carbono produzida quando todo GNV contido num cilindro com as características apresentadas anteriormente for utilizado por um veículo?

a) $2{,}44 \cdot 10^2$. d) 10,70.
b) $1{,}28 \cdot 10^2$. e) 9,40.
c) 11,50.

54. **UPE/SSA 2023** Para determinar a fração molar de CO_2 presente numa mistura gasosa, utilizou-se uma solução aquosa de óxido de cálcio (CaO), que foi submetida a uma atmosfera contendo essa mistura gasosa, em 27 °C, 10,0 litros e 1,000 atm. Ao final do ensaio, a pressão do sistema era de 0,836 atm, e um sólido constituído por $CaCO_3$ foi recolhido no fundo do recipiente.
Considerando que todo CO_2 contido na mistura gasosa reagiu com o óxido de cálcio, assinale a alternativa que apresenta a fração molar de CO_2 na mistura gasosa e a massa do sólido recolhido, respectivamente.

Dados: massa molar (g/mol) – C = 12, O = 16; Ca = 40.
Constante universal dos gases = 0,082 atm · L · mol^{-1} · K^{-1}

a) 0,164 e 6,67 g
b) 0,164 e 83,6 g
c) 0,328 e 83,6 g
d) 0,836 e 6,67 g
e) 0,836 e 33,3 g

55. **FCMSCSP 2022** Na tabela, são apresentadas informações sobre a mistura gasosa presente na atmosfera em duas diferentes altitudes: na troposfera, que é mais próxima da crosta terrestre, e na mesosfera, que fica acima de 50 km da crosta.

Regiões da atmosfera	Densidade do ar	Temperatura (°C)	Pressão (atm)
troposfera	1	17	1
mesosfera	$7 \cdot 10^{-6}$	X	$4{,}2 \cdot 10^{-6}$

Considerando que a massa molar do ar em toda a atmosfera é aproximadamente constante, 29 g · mol^{-1}, o valor da temperatura na mesosfera, representado na tabela pela letra X, é

a) –10 °C.
b) –99 °C.
c) 207 °C.
d) 10 °C.
e) 99 °C.

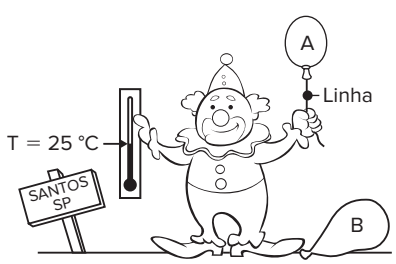
Densidade e lei de Graham

56. **UFJF-MG** A lei dos gases ideais pode ser utilizada para determinar a massa molar de uma substância. Sabendo-se que a densidade (d) do enxofre na forma gasosa, na temperatura de 500 °C e pressão de 0,888 atm, é 3,710 g L^{-1}, é correto dizer que a fórmula da molécula de enxofre nessas condições é:

Dados: R = 0,082 L atm K^{-1} mol^{-1}; massa molar do S = 32 g mol^{-1}.

a) S_2.
b) S_4.
c) S_6.
d) S_8.
e) S_9.

57. **Fuvest-SP**



Ao nível do mar e a 25 °C:
volume molar de gás = 25 L/mol
densidade do ar atmosférico = 1,2 g/L

Dados: H = 1, C = 12, N = 14, O = 16 e Ar = 40.

As bexigas A e B podem conter, respectivamente:

a) argônio e dióxido de carbono.
b) dióxido de carbono e amônia.
c) amônia e metano.
d) metano e amônia.
e) metano e argônio.

58. **PUC-Rio** Assumindo que uma amostra de gás oxigênio puro, encerrada em um frasco, se comporta idealmente, o valor mais próximo da densidade, em g L^{-1}, desse gás a 273 K e 1,0 atm é:

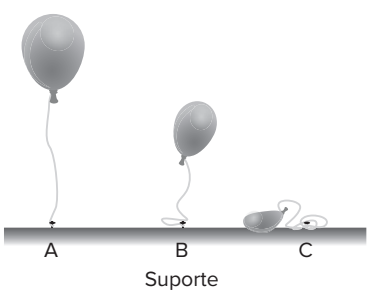
Dados: considere: R = 0,082 atm L mol^{-1} K^{-1}; $M(O_2)$ = 32 g mol^{-1}.

a) 1,0.
b) 1,2.
c) 1,4.
d) 1,6.
e) 1,8.

59. **Unicamp-SP** O gás hidrogênio é constituído por moléculas diatômicas, H_2. Sua densidade, a 0 °C e 1 atm de pressão, é 0,090 g/L. Cada átomo de hidrogênio é formado por 1 próton e por 1 elétron. Sabendo-se que o deutério é o isótopo de hidrogênio que contém 1 próton, 1 elétron e 1 nêutron:

a) qual é a relação entre as massas dos átomos de hidrogênio e de deutério?
b) qual é a densidade do gás deutério nas mesmas condições?

60. **Fuvest-SP** A velocidade com que um gás atravessa uma membrana é inversamente proporcional à raiz quadrada de sua massa molar. Três bexigas idênticas, feitas com membrana permeável a gases, expostas ao ar e inicialmente vazias, foram preenchidas, cada uma, com um gás diferente. Os gases utilizados foram hélio, hidrogênio e metano, não necessariamente nessa ordem. As bexigas foram amarradas, com cordões idênticos, a um suporte. Decorrido algum tempo, observou-se que as bexigas estavam como na figura.



Dados: massas molares (g/mol): H = 1,0; He = 4,0; C = 12. Massa molar média do ar: 29 g/mol.

Conclui-se que as bexigas A, B e C foram preenchidas, respectivamente, com

a) hidrogênio, hélio e metano.
b) hélio, metano e hidrogênio.
c) metano, hidrogênio e hélio.
d) hélio, hidrogênio e metano.
e) metano, hélio e hidrogênio.

61. **IFCE 2020** Um menino recebeu numa festa de aniversário um balão cheio com um gás que o fazia flutuar. Ao chegar a casa, o menino guardou o balão no seu quarto de dormir. Seu irmão mais velho, querendo lhe fazer um susto, pôs o balão no congelador do refrigerador de casa. Após alguns momentos pediu ao garotinho que fosse buscar um sorvete para ele. Ao abrir o congelador, o garotinho viu que seu balão havia murchado e começou a chorar. Porém, logo depois que ele retirou, o balão começou a reconstituir sua forma original. É **correto** afirmar-se que

a) no congelador as partículas do gás sofreram um congelamento tendo se solidificado e, ao voltar ao meio, descongelaram, voltando ao aspecto normal.
b) dentro do congelador o gás vazou um pouco provocando uma alteração no volume ocupado por ele e, ao sair, ele sofreu uma dilatação voltando ao aspecto original.
c) no congelador o gás foi resfriado fazendo com que suas partículas vibrassem menos, reduzindo assim seu volume. Ao retornar à temperatura ambiente, as partículas ganham calor do meio, voltando a vibrar com mais intensidade e reconstituindo aos poucos o volume original do balão.
d) a temperatura mais baixa no congelador faz as partículas do gás sofrerem uma redução do seu tamanho, passando a ocupar um volume menor, ficando o balão mais murcho e, ao voltar à temperatura normal, a partícula voltou ao tamanho normal fazendo-o ter o mesmo aspecto de antes.
e) a temperatura reduzida no interior do congelador fez com que o gás se expandisse de modo que passou a ocupar menor volume e, ao voltar à temperatura normal, a expansão acabou e o volume do gás voltou ao ponto inicial, tendo o balão retornado ao aspecto original.

62. **Uema/Paes** Ao se adquirir um carro novo, é comum encontrar no manual a seguinte recomendação: *mantenha os pneus do carro corretamente calibrados de acordo com as indicações do fabricante*. Essa recomendação garante a estabilidade do veículo e diminui o consumo de combustível. Esses cuidados são necessários porque sempre há uma perda de gases pelos poros da borracha dos pneus (processo chamado difusão). É comum calibrarmos os pneus com gás comprimido ou nas oficinas especializadas com nitrogênio. O gás nitrogênio consegue manter a pressão dos pneus constantes por mais tempo que o ar comprimido (mistura que contém além de gases, vapor da água que se expande e se contrai bastante com a variação de temperatura).
Considerando as informações dadas no texto e o conceito de difusão, pode-se afirmar, em relação à massa molar do gás, que

a) a do ar comprimido é igual à do gás nitrogênio.
b) quanto maior, maior será sua velocidade de difusão.
c) quanto menor, maior será sua velocidade de difusão.
d) quanto menor, menor será sua velocidade de difusão.
e) não há interferência na velocidade de difusão dos gases.

63. **Unicamp-SP** Um balão meteorológico de cor escura, no instante de seu lançamento, contém 100 mols de gás hélio (He). Após ascender a uma altitude de 15 km, a pressão do gás se reduziu a 100 mmHg e a temperatura, devido à irradiação solar, aumentou para 77 °C. Calcule nestas condições:

a) o volume do balão meteorológico.
b) a densidade do hélio em seu interior.

Dados: constante dos gases ideais: $R = 62\ L \cdot mmHg \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$; Massa molar de $He = 4\ g \cdot mol^{-1}$.

64. **Mackenzie-SP** A velocidade de difusão do gás hidrogênio é igual a 27 km/min, em determinadas condições de pressão e temperatura. Nas mesmas condições, a velocidade de difusão do gás oxigênio em km/h é de:

Dados: massas atômicas: H = 1; O = 16.

a) 4 km/h.
b) 108 km/h.
c) 405 km/h.
d) 240 km/h.
e) 960 km/h.

65. **UEM-PR** Balões vendidos em parques e festas sobem porque são preenchidos com hélio ou hidrogênio. Após algumas horas, esses balões tendem a murchar, pois o gás escapa pela borracha do balão. A esse respeito, assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

01 Hidrogênio e hélio escapam do balão através de um processo chamado difusão de gases.
02 Se um balão fosse preenchido com hidrogênio e hélio, esta mistura de gases seria homogênea.
04 A velocidade de efusão de gases depende somente do meio pelo qual esses gases efundem.
08 A densidade absoluta de um gás pode ser expressa como sendo a razão entre a sua massa molar em gramas e 22,4 litros, nas CNTP.
16 Gás sulfídrico, um gás tóxico, por ser mais denso que o ar, acumula-se junto ao solo quando escapa de seu recipiente.

Soma:

66. **ITA-SP** Dois frascos, A e B, contêm soluções aquosas concentradas em $HC\ell$ e NH_3, respectivamente. Os frascos são mantidos aproximadamente a um metro de distância entre si, à mesma temperatura ambiente. Abertos os frascos, observa-se a formação de um aerossol branco entre os mesmos. Descreva o fenômeno e justifique por que o aerossol branco se forma em uma posição mais próxima a um dos frascos do que ao outro.

67. **Unicamp-SP 2020** Balões de Mylar metalizados são bastante comuns em festas, sendo comercializados em lojas e parques. Ascendem na atmosfera quando preenchidos com gás hélio e só murcham definitivamente se apresentarem algum vazamento. Imagine que um cliente tenha comprado um desses balões e, após sair da loja, retorna para reclamar, dizendo: "não bastasse a noite fria que está lá fora, ainda tenho que voltar para trocar o balão com defeito". O vendedor da loja, depois de conversar um pouco com o cliente, sugere não trocá-lo e afirma que o balão está

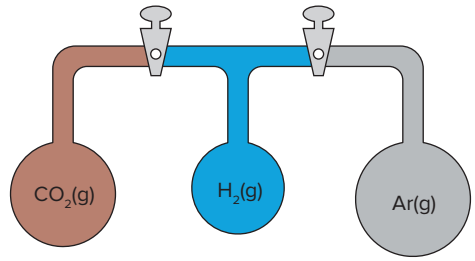
a) como saiu da loja; garante que estará normal na casa do cliente, pois as moléculas do gás irão aumentar de tamanho, voltando ao normal num ambiente mais quente.

b) como saiu da loja; garante que não há vazamento e que o balão estará normal na casa do cliente, considerando que o gás irá se expandir num ambiente mais quente.

c) murcho; propõe enchê-lo com ar, pois o balão é menos permeável ao ar, o que garantirá que ele não irá murchar lá fora e, na casa do cliente, irá se comportar como se estivesse cheio com hélio.

d) murcho; propõe enchê-lo novamente com hélio e garante que o balão não voltará a murchar quando for retirado da loja, mantendo o formato na casa do cliente.

68. **Famerp-SP 2021** A figura ilustra uma montagem experimental composta por três recipientes contendo gases puros à mesma temperatura e separados por válvulas.



Em determinado instante as válvulas são abertas, permitindo que as moléculas gasosas possam se difundir pelos recipientes até que seja atingido o equilíbrio. A temperatura permanece constante durante todo o processo.

a) Classifique o sistema quanto ao número de fases após a abertura das válvulas. Considerando que a velocidade de difusão é inversamente proporcional à raiz quadrada da densidade dos gases, qual dos gases deve se difundir com a maior velocidade?

b) Calcule a pressão parcial do gás carbônico na mistura após o equilíbrio. Organize os gases em ordem crescente de número de moléculas existentes no sistema.

69. **UFG-GO** O processo de enriquecimento de urânio passa pela separação de hexafluoretos de urânio, UF_6, que são constituídos por diferentes isótopos de urânio. As velocidades de efusão desses hexafluoretos são muito próximas, sendo que a razão entre a velocidade de efusão do hexafluoreto que contém o isótopo de urânio mais leve em relação ao que contém o mais pesado é de 1,0043. De acordo com a lei de efusão de Graham, essa razão é igual à raiz quadrada da relação inversa de suas massas molares.
Sendo a massa molar da substância que contém o isótopo de urânio mais leve igual a 349 g/mol, calcule a massa atômica do isótopo mais pesado.

Texto complementar

Entendendo melhor os gases reais

Equação de Van der Waals

O modelo do gás ideal veio simplificar o estudo dos gases. Durante todo o capítulo, tivemos a oportunidade de estudar os gases ideais. Mas quais são as principais diferenças, mesmo que na maioria das vezes sutis, existentes entre os gases ideais e os gases reais?

Primeiramente, as moléculas gasosas têm dimensão, ou seja, não são estruturas pontuais. Devido a isso, o espaço vazio que existe dentro do recipiente não é mais o volume do recipiente. Nesse caso:

$$V_{recipiente} = V_{espaço\ vazio} + V_{moléculas}$$

Portanto, o volume de espaço efetivamente vazio é dado por:

$$V_{espaço\ vazio} = V_{recipiente} - V_{moléculas}$$

Como representamos o volume do recipiente simplesmente por V, temos:

$$V_{espaço\ vazio} = V - V_{moléculas} \quad (i)$$

Entretanto, define-se o valor *b* como sendo o volume de 1 mol de moléculas. Deve-se entender que não é o volume que essas moléculas ocupam com o espaço vazio que as circunda, mas é o volume que essas moléculas têm. Assim, se dentro de um recipiente há *n* mol de moléculas, então:

$$V_{moléculas} = n \cdot b \quad (ii)$$

Substituindo (ii) em (i), temos:

$$V_{espaço\ vazio} = V - V_{moléculas} \therefore V_{espaço\ vazio} = V - nb \quad (iii)$$

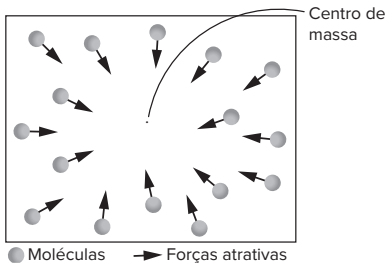
O valor de *b* é específico para cada gás e é medido experimentalmente. Há uma tabela para os valores de *b* de diversos gases, que será apresentada posteriormente.

Com relação à pressão, a diferença que existe entre os gases reais e ideais reside no fato de que, nos gases reais, há uma pequena força atrativa entre as moléculas, de natureza predominantemente eletromagnética. Essas pequenas interações resultam em duas importantes consequências:

- diminuição da frequência de choques entre as moléculas e as paredes do recipiente.
- diminuição da força de cada um dos choques contra as paredes do recipiente.

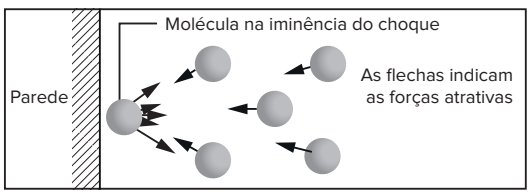
Esses dois fatores fazem com que a pressão do gás real seja menor do que a pressão que o gás exerceria se fosse ideal.

A diminuição da frequência de choques entre as moléculas e as paredes do recipiente se dá pelo fato de que, como as moléculas se atraem entre si (mesmo que pouco), as forças atrativas atuam em todos os sentidos, mas a resultante para cada molécula está apontada para o centro de massa do recipiente. Como o sentido do centro de massa é o oposto das paredes, isso resulta em uma frequência menor de choques contra as paredes do recipiente, quando se compara com o mesmo gás sem essas forças atrativas (gás ideal). Consequentemente, isso faz com que a pressão do gás real seja menor do que a do gás ideal. Observe o esquema a seguir:



Representação das forças atrativas resultantes em cada molécula apontando para o centro de massa do recipiente, fator que diminui a frequência de choques das moléculas gasosas contra as paredes.

Os choques contra as paredes do recipiente, além de menos frequentes, são mais fracos. Isso ocorre porque quando uma molécula está na iminência do choque contra a parede, todas as outras moléculas gasosas a atraem no sentido oposto, diminuindo a força do choque. Veja na figura a seguir:



Representação das forças atrativas atuando na molécula que está na iminência do choque contra o recipiente, fator que diminui a força do choque dessa molécula gasosa contra a parede.

A perda de frequência dos choques e a perda de força de cada choque são proporcionais à concentração de moléculas gasosas dentro do recipiente, ou seja, proporcionais à razão $\frac{n}{V}$. Isso ocorre porque as forças atrativas, que são a causa desses dois efeitos, serão tanto maiores quanto mais moléculas houver e tanto menores quanto maior for a distância entre elas. Essa distância será maior quanto maior for o volume. Assim, as perdas de pressão são ambas proporcionais a $\frac{n}{V}$. Dessa forma:

$$P_{real} = P_{ideal} - \text{perdas} \therefore P_{real} = P_{ideal} - \underbrace{k' \cdot \frac{n}{V}}_{\text{perda de frequência}} \cdot \underbrace{k'' \cdot \frac{n}{V}}_{\text{perda de força}} \therefore$$

$$\therefore P_{real} = P_{ideal} - a \cdot \left(\frac{n}{V}\right)^2$$

O valor de *a* é específico para cada gás e é medido experimentalmente. Uma tabela com valores de *a* de diversos gases será mostrada mais à frente.

Como a equação de Clapeyron vale para o gás ideal, podemos escrever:

$$P_{ideal} \cdot V_{ideal} = nRT$$

Todavia, o volume do gás ideal é o volume de espaço vazio que há no recipiente (as moléculas de um gás ideal são pontuais). Com isso:

$$P_{ideal} \cdot V_{ideal} = nRT \therefore$$

$$\therefore \left(P + a\frac{n^2}{V^2}\right) \cdot (V - nb) = nRT \text{ (equação de Van der Waals)}$$

em que P é a pressão real e V o volume do recipiente.

Essa equação foi proposta pelo holandês Johannes Diderik van der Waals, como conclusão de seus estudos acerca da inexatidão do comportamento dos gases com a teoria de Boyle e Charles. Ele concluiu haver forças muito pequenas de atração entre as moléculas gasosas que alteram o comportamento do gás em relação ao modelo do gás ideal. Essas forças foram chamadas de forças de Van der Waals, e o estudo sobre elas fez com que o cientista holandês fosse laureado com o prêmio Nobel de Física de 1910.

A equação de Van der Waals ainda não revela de maneira exata o comportamento de um gás real, mas é uma aproximação bem melhor do que a equação de Clapeyron, principalmente em situações para as quais o gás em estudo foge da idealidade.

Manipulando-se matematicamente a equação de Van der Waals, temos:

$$\left(P + a\frac{n^2}{V^2}\right) \cdot (V - nb) = nRT \therefore \left(P + a\frac{n^2}{V^2}\right) = \frac{nRT}{(V - nb)} \therefore$$

$$\therefore P = \frac{nRT}{(V - nb)} - a\frac{n^2}{V^2}$$

Segundo essa última equação, note que o aumento da constante *a* diminui a pressão exercida pelo gás. Isso significa que a constante *a* está relacionada a forças atrativas.

$$P\downarrow = \frac{nRT}{(V - nb)} - a\uparrow\frac{n^2}{V^2}$$

Por sua vez, o aumento da constante *b* aumenta a pressão exercida pelo gás. Isso indica que a constante *b* está relacionada a forças repulsivas.

$$P\uparrow = \frac{nRT}{(V - nb\uparrow)} - a\frac{n^2}{V^2}$$

Essas constantes são chamadas de constantes de Van der Waals e, como estudamos, é uma propriedade específica de cada gás. Veja alguns valores na tabela a seguir:

Substância	a ($L^2 \cdot atm/mol^2$)	b (L/mol)
He	0,0341	0,02370
Ne	0,211	0,0171
Ar	1,34	0,0322
Kr	2,32	0,0398
Xe	4,19	0,0510
H_2	0,244	0,0266
N_2	1,39	0,0391
O_2	1,36	0,0318
F_2	1,06	0,0290
$C\ell_2$	6,49	0,0562
H_2O	5,46	0,0305
NH_3	4,17	0,0371
CH_4	2,25	0,0428
CO_2	3,59	0,0427
$CC\ell_4$	20,4	0,1383

Fonte: BROWN, T. L.; H. E.; BURSTEN, B. E; BURDGE, J. R. *Química, a ciência central*. 9. ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005.

Constantes de Van der Waals para alguns gases.

Note que os menores valores de *b* estão relacionados aos gases cujas estruturas são menores e mais simples, como H_2, He e Ne. Por sua vez, os maiores valores de *a* correspondem às substâncias cujas moléculas apresentam maiores volumes e estruturas mais complexas, como $CC\ell_4$, $C\ell_2$ e H_2O.

Exercício resolvido

20. Um recipiente de 2 L contém 4 mol de gás nitrogênio, à temperatura de 27 °C. Sabendo que as constantes de Van der Waals para o N_2 são $a = 1{,}39\ \frac{atm\ L^2}{mol^2}$ e $b = 0{,}03913$ L/mol, pergunta-se:

a) Qual a pressão exercida pelo gás se ele for tratado como ideal?

b) Qual a pressão exercida pelo gás se ele for tratado como real?

c) Esse gás real tem comportamento próximo do gás ideal?

Resolução:

a) Quando o gás tem comportamento ideal, seu comportamento é descrito pela equação de Clapeyron:

$$PV = nRT \therefore P \cdot 2 = 4 \cdot 0{,}082 \cdot 300 \therefore P_{ideal} = 49{,}2\ atm$$

b) Quando o gás tem comportamento não ideal, seu comportamento é melhor descrito pela equação de Van der Waals:

$$\left(P + a\frac{n^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT \therefore \left(P + 1{,}39 \cdot \frac{4^2}{2^2}\right)(2 - 4 \cdot 0{,}03913) =$$

$$= 4 \cdot 0{,}082 \cdot 300 = P = 47{,}82\ atm$$

c) Uma boa maneira de avaliarmos se um gás real tem comportamento próximo do modelo do gás ideal é avaliando o erro relativo, dado por:

$$Erro = \frac{|P_{ideal} - P_{real}|}{P_{real}} = \frac{|49{,}2 - 47{,}82|}{47{,}82} = 0{,}0289 \text{ ou } 2{,}89\%$$

Um erro inferior a 5% mostra que a diferença de comportamento entre o gás real e o modelo do gás ideal é pequena. Portanto, esse gás real tem comportamento próximo do modelo do gás ideal.

Fator de compressibilidade (z)

Outra forma de analisarmos se um gás se aproxima ou se afasta do modelo do gás ideal é por meio da medida de uma grandeza chamada fator de compressibilidade (representado por z). Define-se fator de compressibilidade como sendo a razão entre o volume real que 1 mol do gás ocupa e o volume que ele ocuparia caso fosse ideal. De fato:

$$z = \frac{V_{real}}{V_{ideal}}$$

Como V_{ideal} pode ser calculado pela equação de Clapeyron, pode-se expressá-lo por:

$$V_{ideal} = \frac{nRT}{P}$$

Para 1 mol de gás, temos:

$$V_{ideal} = \frac{RT}{P}$$

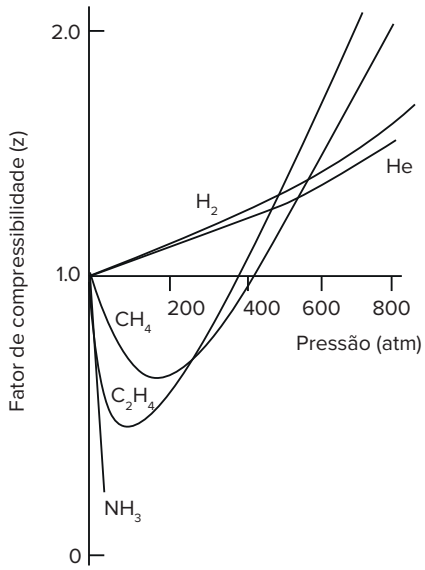
Dessa forma:

$$z = \frac{V_{real}}{V_{ideal}} \therefore z = \frac{V_{real}}{\frac{RT}{P}} \therefore z = \frac{PV_{real}}{RT}$$

Podemos concluir que:

- se $z > 1$, então para esse gás predominam as forças de repulsão;
- se $z = 1$, o gás tem comportamento de gás ideal;
- se < 1, então para esse gás predominam as forças de atração.

O gráfico do fator de compressibilidade (z) em função da pressão a que o gás está sendo submetido é dado a seguir:



ATKINS, Peter William; JONES, Loretta. *Princípios de química*: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 5. ed. Porto Alegre: Bookman, 2012. CHANG, Raymond. *Físico-Química para as Ciências Químicas e Biológicas*. 3. ed. São Paulo: McGrawhill, 2010.

Gráfico do fator de compressibilidade de alguns gases em função da pressão.

Por meio desse gráfico, podemos chegar a algumas importantes conclusões:

I. Para pressões tendendo a zero, o gás tende ao comportamento ideal. Isso ocorre porque um gás cada vez mais rarefeito tem forças intermoleculares muito próximas de zero e espaços vazios imensos entre as moléculas. Por isso, z tende a 1. Quando a pressão é teoricamente zero, z é teoricamente 1.

II. Para pressões não nulas, mas não muito grandes, as forças são predominantemente atrativas, o que resulta em $z < 1$ para a grande maioria dos gases. As duas exceções são H_2 e He. Isso ocorre porque são moléculas com apenas 2 elétrons. Isso resulta em forças de dispersão de London tão pequenas que, para esses dois gases, predominam as forças repulsivas ($z > 1$).

III. Para pressões bem altas, todos os gases têm suas moléculas próximas demais. Por isso, predominam as forças repulsivas para todos os gases nessas condições, sendo que, com o aumento da pressão, as forças repulsivas também aumentam. Devido a esse motivo, todos os gases têm $z > 1$ para pressões muito altas, sendo o z crescente para essas condições.

IV. Entre os gases mostrados, o NH_3 é o que apresenta as maiores forças intermoleculares. Sendo assim, é o gás que atinge o menor z e, portanto, o que mais se afasta da idealidade.

Isotermas de Andrews

Para os gases ideais, as isotermas em um diagrama P *versus* V são hipérboles equiláteras. Isso ocorre porque, para um gás ideal, não está prevista nenhuma mudança de estado físico, já que não há forças intermoleculares em sistemas desse tipo.

Entretanto, para um gás real, um aumento de pressão pode resultar em mudança de estado físico, já que há forças intermoleculares.

Para entendermos melhor esse problema, vamos supor uma seringa (sem agulha), como mostra a imagem a seguir:

Representação de uma seringa contendo apenas água líquida em seu interior.

Puxa-se devagar o êmbolo para fora, com o intuito de que, durante todo o processo, a temperatura permaneça constante. Qual seria, para esse caso, o diagrama P *versus* V?

Para podermos construir essa resposta, deve-se primeiramente analisar o diagrama P *versus* T para a água.

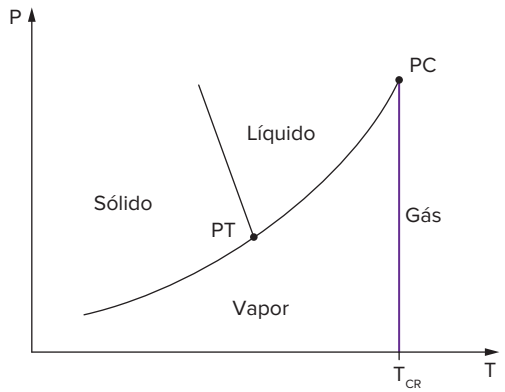


Diagrama de equilíbrio de fases da água pura. PT representa o ponto triplo da água; PC representa o ponto crítico da água; T_{CR} representa a temperatura crítica da água.

Nesse caso, temos água líquida submetida a uma determinada condição de temperatura e pressão. Se puxarmos o êmbolo devagar, estaremos diminuindo a pressão e mantendo a temperatura constante.

Portanto, o caminho desse procedimento no gráfico é mostrado a seguir:

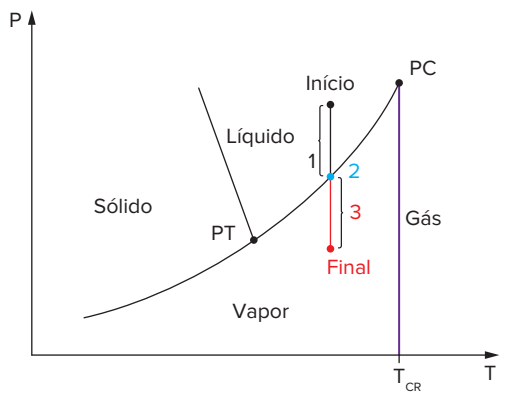
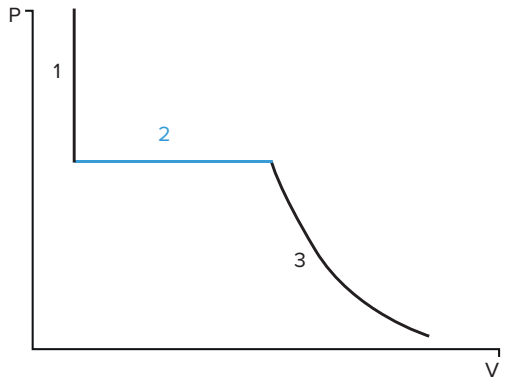


Diagrama de equilíbrio de fases representando a descompressão isotérmica de água líquida.

A descompressão é subdividida em três trechos:

1. A pressão diminui a temperatura constante. Entretanto, a água líquida permanece integralmente líquida. Nesse caso, a variação de volume é praticamente desprezível.
2. Ocorre mudança de estado. Toda a água líquida se converte em vapor de água. Toda essa mudança de estado ocorre à temperatura constante e para um único valor de pressão. Contudo, o volume do sistema aumenta muito nessa fase, já que os gases ocupam muito mais volume do que os seus respectivos líquidos.
3. A água já se encontra na forma de vapor. Nesse trecho, a isoterma passa a ser a de qualquer gás próximo da idealidade, que é uma hipérbole equilátera.

Assim, o diagrama P *versus* V pode ser representado por:



Isoterma de um gás real e seu respectivo líquido após compressão.

No entanto, se traçarmos várias isotermas distintas para esse caso, teremos:

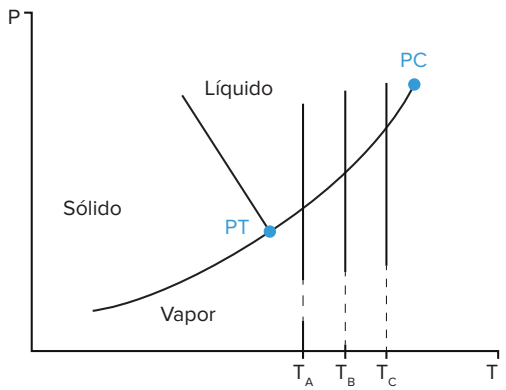
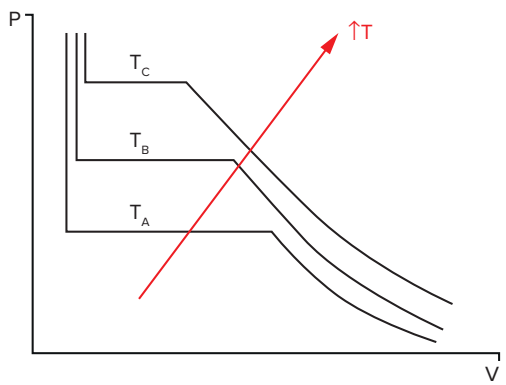


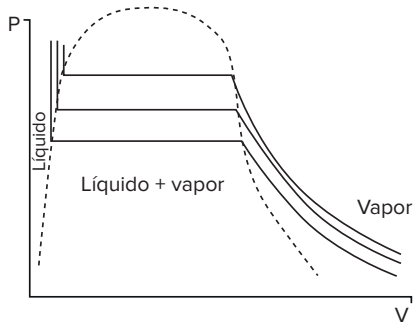
Diagrama de equilíbrio de fases da água pura, contendo três isotermas distintas.



Respectivas isotermas da figura anterior para o diagrama P *versus* V, para gases reais e seus respectivos líquidos.

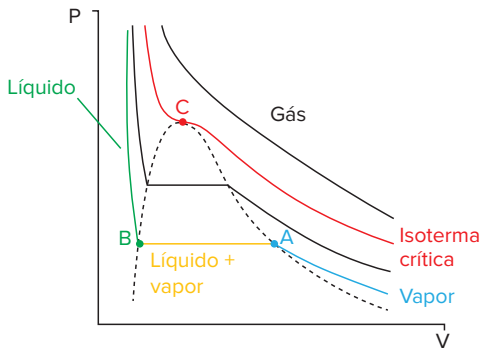
Note que, na figura acima, quanto maior for a temperatura, mais longe da origem estará a curva. Mais importante ainda, a grande diferença entre a isoterma de um gás real e de um gás ideal é que em gases ideais a curva é uma hipérbole equilátera, e, no caso de um gás real, a curva é como mostrada nos dois diagramas anteriores. As isotermas de um gás real são chamadas de **isotermas de Andrews**.

Se unirmos os pontos de início e final de mudança de estado através de uma linha pontilhada, obteremos um domo (bastante típico em isotermas de Andrews). Veja no gráfico a seguir:



Isotermas de Andrews e seu domo típico que subdivide o diagrama em três regiões distintas: líquido, líquido + vapor coexistindo em equilíbrio e apenas vapor.

Perceba que quanto maior for a temperatura, mais a isoterma se aproxima do domo e da temperatura crítica, como no diagrama P *versus* V para água pura, que contém três isotermas distintas. A isoterma de maior temperatura que toca o domo é também a maior temperatura em que se tem a distinção entre os estados líquido e vapor. Essa temperatura é chamada de **temperatura crítica**. Acima dela, não se nota mais a diferença entre líquido e o estado gasoso. A partir dessa temperatura crítica, o vapor é chamado especificamente de gás e não pode mais ser liquefeito por compressão isotérmica.



BLAS, Teresa Martín; FERNÁNDEZ, Ana Serrano. Gases reales. *Termodinámica, Primer principio*. Disponível em: https://www2.montes.upm.es/dptos/digfa/cfisica/termo1p/gasreal.html. Acesso em: 15 jun. 2025.

Isotermas de Andrews.

Texto elaborado para fins didáticos.

Veja os principais assuntos e conceitos trabalhados neste capítulo acessando a seção **Resumindo** no livro digital, na Plataforma Poliedro.

Quer saber mais?

Site

Propriedades dos gases. Disponível em: http://p.p4ed.com/YIVRV.

Simulador que mostra algumas propriedades dos gases. Acesso em: 15 jun. 2025.

Texto

Temperatura, pressão e volume molar. Disponível em: http://p.p4ed.com/YIVRC.

O texto aborda os conceitos de temperatura, pressão e volume molar. Acesso em: 15 jun. 2025.

Exercícios complementares

Variáveis de estado e transformações gasosas

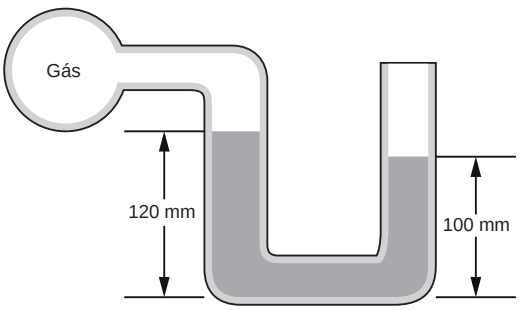
1. **Fuvest-SP** O rótulo de uma lata de desodorante em aerosol apresenta, entre outras, as seguintes informações: "Propelente: gás butano. Mantenha longe do fogo". A principal razão dessa advertência é:
   a) O aumento da temperatura faz aumentar a pressão do gás no interior da lata, o que pode causar uma explosão.
   b) A lata é feita de alumínio, que, pelo aquecimento, pode reagir com o oxigênio do ar.
   c) O aquecimento provoca o aumento do volume da lata, com a consequente condensação do gás em seu interior.
   d) O aumento da temperatura provoca a polimerização do gás butano, inutilizando o produto.
   e) A lata pode derreter e reagir com as substâncias contidas em seu interior, inutilizando o produto.

2. **UEM-PR 2016** Os gases são substâncias presentes em nosso cotidiano em fatos como: a subida de um balão; o murchar, com o tempo, de uma bexiga de aniversário; o aumento da pressão interna de um pneu em dias quentes; a respiração do ser humano; entre outros. Sobre os gases, assinale a(s) alternativa(s) correta(s).
   01 Em um gás, as moléculas estão em contínuo movimento e separadas entre si por grandes espaços vazios em relação ao tamanho delas. Além disso, o movimento das moléculas se dá em todas as direções e em todos os sentidos.
   02 Um gás não possui forma própria. A forma adquirida é a do recipiente que o contém. Quando um gás é confinado em um recipiente, as moléculas do gás colidem continuamente contra as paredes do recipiente. Dessas colisões resulta o que se chama de pressão do gás.
   04 Em um gás ideal ou perfeito a pressão é diretamente proporcional ao volume quando a temperatura é constante.
   08 Um mol de um gás possui aproximadamente $6{,}023 \cdot 10^{23}$ moléculas do mesmo.

16 As moléculas constituintes de um gás possuem movimento desordenado. Esse movimento é denominado agitação térmica. Quanto mais intensa é a agitação térmica maior é a energia cinética de cada molécula e, em consequência, maior é a temperatura do gás.

Soma: ____

3. UFU-MG Na figura a seguir, a altura do mercúrio no braço direito aberto à pressão atmosférica (760 mmHg) é de 100 mm e a altura no braço esquerdo é de 120 mm. A pressão do gás no bulbo é



a) 780 mmHg.
b) 640 mmHg.
c) 740 mmHg.
d) 20 mmHg.

4. UEM-PR 2023 Assinale o que for **correto**.

01 A densidade de uma solução preparada, dissolvendo-se 80 g de NaCℓ em 4 L de água, é igual a 20 g/L. Dados: água (densidade = 1,0 g/mL).

02 Uma amostra de 2 mols de moléculas de tetracloreto de carbono possui aproximadamente $4{,}8 \cdot 10^{24}$ átomos de cloro.

04 20 mL de água oxigenada 20 volumes liberam 0,4 L de gás oxigênio nas CNTP.

08 As características gerais dos gases são grande difusibilidade, grande compressibilidade e grande dilatabilidade.

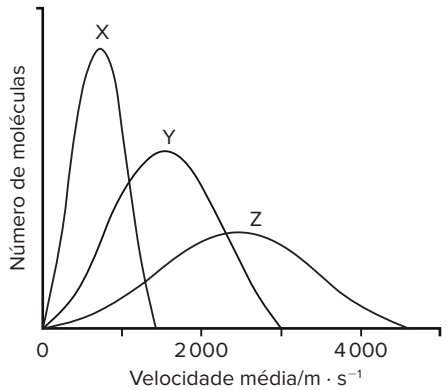
16 Um gás real se aproxima progressivamente do modelo estabelecido para gases ideais à medida que a pressão e a temperatura diminuem.

Soma: ____

5. UFC-CE

a) Preencha as lacunas a seguir com as palavras corretas.
Um dado sistema gasoso ideal é constituído por moléculas em movimento constante, uniforme, _____ e _____. As distâncias intermoleculares são muito _____ que as dimensões moleculares, minimizando a possibilidade de _____. As moléculas se chocam entre si e/ou com as paredes do recipiente que as contém de modo elástico com uma dada força, originando a _____ do sistema.

b) O gráfico a seguir representa curvas de distribuição de número de moléculas em função da velocidade média para gases ideais.

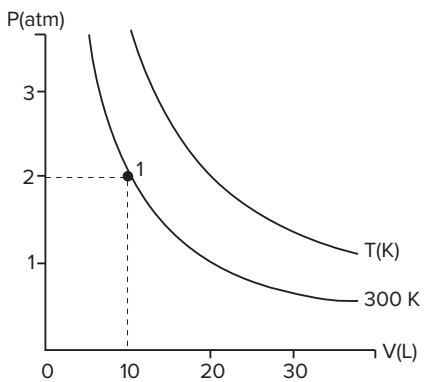


Considere os seguintes sistemas:
- gás H_2 a 100 K;
- gás $C\ell_2$ a 100 K;
- gás $C\ell_2$ a 1000 K.

Faça a correta associação entre estes sistemas e as curvas X, Y e Z. Justifique sua resposta.

6. Ufes O volume V de um gás ideal é diretamente proporcional a sua temperatura absoluta, medida em Kelvin, representado por K.
Se V = 1500 cm^3 quando T = 300 K, qual será a temperatura quando o volume for 2 500 cm^3?
Qual será o volume quando a temperatura for 200 K? Esboce um gráfico que represente a relação entre V e T.

7. FEI-SP Um cilindro munido de êmbolo contém um gás ideal representado pelo ponto 1 no gráfico. A seguir o gás é submetido sucessivamente à transformação isobárica (evolui do ponto 1 para o ponto 2), isocórica (evolui do ponto 2 para o ponto 3) e isotérmica (evolui do ponto 3 para o ponto 1). Ao representar os pontos 2 e 3 nas isotermas indicadas, conclui-se que:



a) a temperatura do gás no estado 2 é 450 K.
b) a pressão do gás no estado 3 é 2 atm.
c) a temperatura do gás no estado 3 é 600 K.
d) o volume do gás no estado 2 é 10 L.
e) a pressão do gás no estado 2 é 2 atm.

8. **Unicamp-SP** Uma garrafa de 1,5 litro, indeformável e seca, foi fechada por uma tampa plástica. A pressão ambiente era de 1,0 atmosfera e a temperatura de 27 °C. Em seguida, essa garrafa foi colocada ao sol e, após certo tempo, a temperatura em seu interior subiu para 57 °C e a tampa foi arremessada pelo efeito da pressão interna.

a) Qual era a pressão no interior da garrafa no instante imediatamente anterior à expulsão da tampa plástica?

b) Qual é a pressão no interior da garrafa após a saída da tampa? Justifique.

9. **UPE/SSA 2016** Cada vez mais conhecido no Nordeste, o futebol americano se consolida em Pernambuco. Entre as regras desse esporte, um lance chama a atenção dos espectadores, o chute de campo (*Field goal*). Para o chute valer 3 pontos, a bola, de formato oval e confeccionada com couro natural ou sintético, tem de passar pelo meio da trave em Y, que fica no final do campo (*endzone*). O recorde de distância do *field goal* é de 64 jardas e pertence a Matt Prater, então jogador do time americano do Denver Broncos. Tanto o referido chute quanto os outros dois maiores, ambos de 63 jardas, ocorreram em Denver, no Colorado, a 1700 metros de altitude e com temperatura média anual de 10 °C.
A ocorrência de maiores distâncias de *field goals* em Denver reside no fato de que:

a) a temperatura baixa influencia no volume da bola, favorecendo um chute mais preciso.

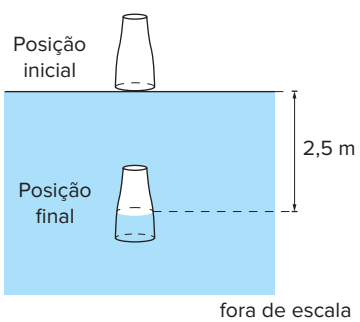
b) a altitude de Denver deixa o ar mais rarefeito, possibilitando uma menor resistência do ar e facilitando o chute.

c) a altitude de Denver influencia no metabolismo do atleta de forma positiva, possibilitando chutes mais potentes.

d) a temperatura baixa influencia no material usado na fabricação da bola, tornando os chutes mais potentes e precisos.

e) a altitude de Denver e a baixa temperatura combinadas fazem nevar o ano inteiro, nessa capital, o que facilita o chute.

10. **Unesp 2024** Em uma brincadeira, uma pessoa coloca um copo com a boca para baixo, encostada na superfície parada da água de uma piscina e, cuidadosamente, o afunda 2,5 m abaixo da superfície da água, onde mantém o copo em repouso, ainda de boca para baixo, com um pouco de ar aprisionado em seu interior e com um pouco de água que entrou no copo. A figura mostra o copo nessas duas posições.

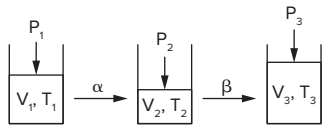


fora de escala

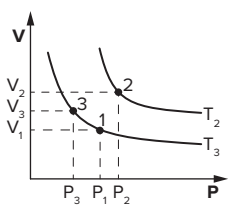
Considere o ar um gás ideal e os valores $10^3 \frac{kg}{m^3}$ para a densidade da água da piscina, 10^5 Pa para a pressão atmosférica local e $10 \frac{m}{s^2}$ para a aceleração da gravidade. Sendo V_1 o volume ocupado pelo ar no copo na posição inicial, V_2 o volume ocupado pelo ar no copo na posição final, e considerando a temperatura do ar dentro do copo constante nesse processo, o valor da razão $\frac{V_2}{V_1}$ é

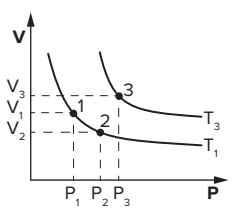
a) 0,50. **c)** 0,75. **e)** 0,40.
b) 0,80. **d)** 0,25.

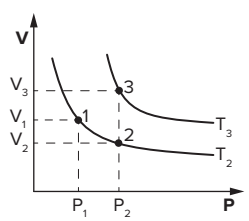
11. **IME-RJ 2018** Um sistema fechado contendo um gás ideal no estado 1 sofre as transformações α e β conforme indicado na figura abaixo.

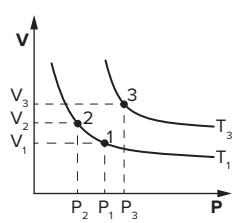


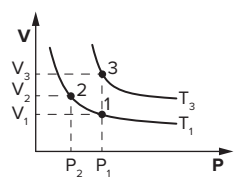
Sabendo que a transformação α é isotérmica e β isobárica, indique o gráfico que representa os estados do sistema.

a)


b)


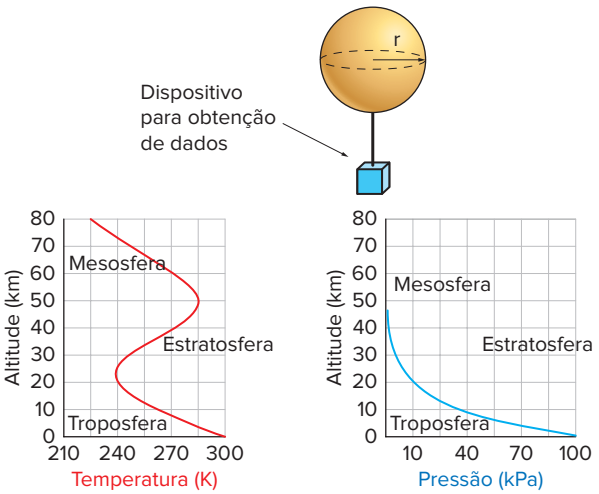
c)


d)


e)


FRENTE 3

12. **Enem PPL 2024** Uma equipe de pesquisadores interessados em estudar a concentração de ozônio em uma região da atmosfera planeja enviar um balão para captar dados meteorológicos a 20 000 m de altitude. Para recuperar os dados captados pelo dispositivo de medida, o balão precisa estourar quando atingir a altitude desejada e retornar ao solo, o que ocorrerá quando seu volume atingir o valor limite a partir do qual não há mais expansão. As figuras mostram a forma do balão e como a temperatura e a pressão atmosférica variam com a altitude em relação ao nível do mar.



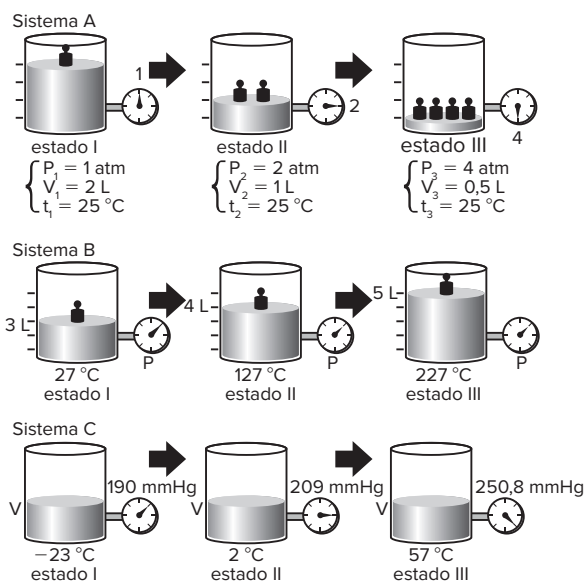
Para essa situação, considera-se o gás dentro do balão e os gases atmosféricos como gases ideais. Assume-se também que a pressão interna ao balão depende somente da pressão atmosférica.

Quantas vezes o raio do balão deve aumentar para captar os dados meteorológicos desejados?

a) 10,00 **c)** 2,83 **e)** 1,25

b) 8,00 **d)** 2,00

13. **UEM-PR** Analise os três sistemas a seguir, em que ocorrem variações de pressão, volume e temperatura em um gás, como indicado, e assinale a(s) alternativa(s) correta(s).



01 A transformação que ocorre no sistema A é chamada de isotérmica.

02 Para o sistema A, o valor de PV é constante, em função da variação de pressão.

04 A transformação que ocorre no sistema B é chamada isocórica.

08 O sistema C demonstra a descoberta de Charles e Gay-Lussac. Nesse sistema, sem se alterar o volume, a pressão de certa massa de gás varia linearmente com a variação da temperatura.

16 Transformações isobáricas de um gás ocorrem sem a variação da razão V/T desse gás.

Soma:

14. **Unicid-SP 2016 (Adapt.)** Comprime-se um gás, à pressão constante de 1,0 atm, empurrando um êmbolo de modo que seu volume passe de 0,20 m^3 para 0,10 m^3. Sabendo que a compressão foi realizada a 27 °C calcule a pressão que deve ser aplicada para manter o mesmo volume de gás comprimido, à temperatura de 0 °C.

15. **UFRR 2025** Considere as seguintes situações para um gás ideal submetido a diferentes transformações em um sistema fechado.

I. O gás inicialmente ocupa um volume V_1 e tem pressão P_1 e temperatura T_1.

II. O gás é submetido a uma transformação isotérmica até atingir um novo volume V_2.

III. Em seguida, o gás sofre uma transformação isobárica até que sua temperatura atinja T_3.

IV. Finalmente, o gás passa por uma transformação isocórica até que a pressão retorne a P_1.

Com base nessas transformações, assinale a alternativa CORRETA.

a) Após a transformação isocórica, a nova pressão P_2 é dada por $P_2 = P_1V_1/V_2$.

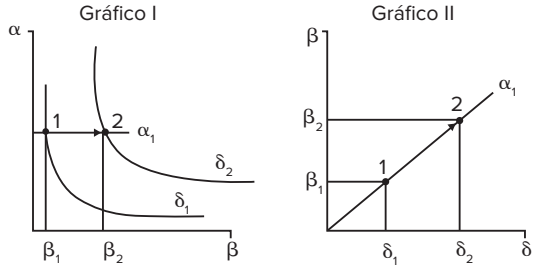
b) Após a transformação isobárica, o novo volume V_3 é dado por $V_3 = V_1P_2/P_1$.

c) Durante a transformação isotérmica, a pressão final P_3 é dada por $P_3 = P_2T_3/T_2$.

d) A temperatura T_3 deve ser menor que T_1 para que a pressão final P_3 seja igual a P_1.

e) Após a transformação isotérmica, a nova pressão P_2 é dada por $P_2 = P_1V_1/V_2$.

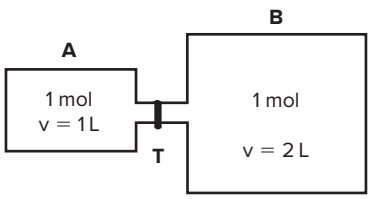
16. **IME-RJ** Um gás ideal sofre uma mudança de estado ilustrada pelos gráficos I e II abaixo.



Dentre as alternativas a seguir, assinale aquela que se ajusta aos gráficos apresentados.

a) α é o volume, β é a temperatura, δ é a pressão e o processo é uma expansão à temperatura constante.
b) δ é a temperatura, β é a pressão, α é o volume e o processo é uma compressão.
c) α é o volume, β é a pressão, δ é a temperatura e o processo é um resfriamento isobárico.
d) α é o volume, β é a temperatura, δ é a pressão e o processo é uma compressão isotérmica.
e) α é a pressão, β é o volume, δ é a temperatura e o processo é um aquecimento isobárico.

17. **Uern** Um sistema de balões contendo gás hélio (He), nas quantidades e nos volumes apresentados, está ligado por uma torneira (T) que, inicialmente, está fechada. Observe.



Considerando que os gases apresentam comportamento ideal e que a temperatura permanece constante, é correto afirmar que

a) a pressão em A será a mesma em B.
b) ao abrir a torneira, se observará variação na pressão do sistema.
c) ao dobrar a pressão nos sistemas A e B, o volume ocupado pelos gases será 1/2 L e 1 L, respectivamente.
d) as moléculas do sistema B colidem com mais frequência com a parede do recipiente do que as moléculas do sistema A.

Equação de Clapeyron e lei de Avogadro

18. **FGV-SP** Créditos de carbono são certificações dadas a empresas, indústrias e países que conseguem reduzir a emissão de gases poluentes na atmosfera. Cada tonelada de CO_2 não emitida ou retirada da atmosfera equivale a um crédito de carbono.

Disponível em: www.brasil.gov.br/meio-ambiente/2012/04/credito-carbono. (Adaptado.).

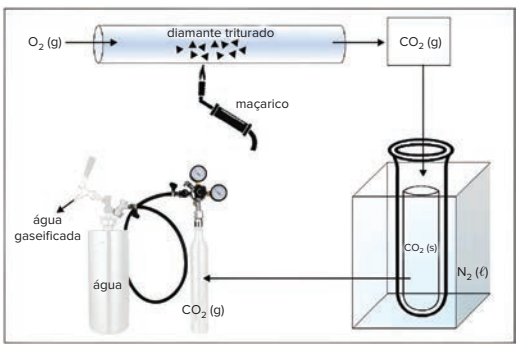
Utilizando-se R = 0,082 L atm · mol^{-1} · K^{-1}, a quantidade de CO_2 equivalente a 1 (um) crédito de carbono, quando coletado a 1,00 atm e 300 K, ocupa um volume aproximado, em m^3, igual a

Dados: C = 12; O = 16.

a) 100.
b) 200.
c) 400.
d) 600.
e) 800.

19. **Fuvest-SP 2023** O diamante, uma estrutura cristalina de carbono, é o material mais duro encontrado na natureza. Mastigar diamantes provavelmente quebraria os dentes e a sua ingestão causaria desconforto. Entretanto, há uma forma extravagante de ingerir um diamante, que é utilizá-lo para produzir água com gás, como no seguinte procedimento:

1. O diamante triturado foi inserido dentro de um tubo de vidro;
2. Foi injetado oxigênio gasoso no tubo de vidro, que foi aquecido com um maçarico;
3. O gás produzido foi recolhido dentro de um tubo de ensaio imerso em nitrogênio líquido;
4. Todo o sólido formado dentro do tubo de ensaio foi transferido para um cilindro de gás de volume interno de 1 L com a válvula fechada. Todo o CO_2 sublimou dentro desse cilindro;
5. O cilindro de gás foi então conectado a uma garrafa de água, que foi gaseificada com a abertura da válvula do cilindro.



a) Com base no esquema, a temperatura de fusão do N_2 é maior, menor ou igual a temperatura de fusão do CO_2?
b) Se um experimento exatamente igual for realizado trocando o volume de diamante utilizado pelo mesmo volume de grafite, a quantidade de CO_2 formado ao fim do processo será menor, igual ou maior? Explique.
c) Partindo-se de 3 g de diamante, qual a massa de gelo seco obtida? Qual será a pressão gerada pelo CO_2(g) dentro do cilindro de gás a 27 °C? Considere que o rendimento do experimento é de 100%.

Dados: densidade (g/cm^3): grafite = 2,0; diamante = 3,5.
Massas molares (g/mol): C = 12; O = 16.
Constante universal dos gases ideais:
R = 0,082 atm · L · mol^{-1} · K^{-1}.

20. **FCMSCSP 2022 (Adapt.)** O sulfeto de hidrogênio (H_2S) é um gás tóxico formado em atividades vulcânicas e em reações no laboratório químico, como a que ocorre ao se adicionar o ácido clorídrico (HCℓ) sobre o sulfeto de ferro(II) (FeS) conforme a equação:

$$FeS(s) + 2\ HC\ell(aq) \rightarrow H_2S(g) + FeC\ell_2(aq)$$

O odor forte de ovos podres característico desse gás pode ser detectado pelo olfato humano quando atinge a concentração de 0,05 ppm (partes por milhão) no ar do ambiente.
Considerando 1 m^3 = 10^3 L e R = 0,08 atm · L · mol^{-1} · K^{-1}, calcule a quantidade em mols de sulfeto de ferro(II) necessária para reagir com excesso de ácido clorídrico em um laboratório de 72 m^3 para que a quantidade de sulfeto de hidrogênio no ar atinja a quantidade mínima detectável ao olfato humano a 27 °C em 1 atm.

21. IFSP 2017 Um cilindro hermeticamente fechado, cuja capacidade é de 2 litros, encerra 5 kg de nitrogênio (N_2). Assinale a alternativa que apresenta o volume contido neste cilindro ao ser liberado para a atmosfera nas CNTP.

Dados: volume molar = 22,4 L; M_{N_2} = 28 g/mol.

a) 2 000 L. **c)** 1 120 L. **e)** 1 000 L.
b) 4 000 L. **d)** 5 000 L.

22. UFJF/Pism-MG 2024 Um laboratório químico armazena na mesma temperatura três cilindros de aço com o mesmo volume. O primeiro contém 10 kg de gás O_2, o segundo 10 kg de gás H_2 e o terceiro 10 kg de gás CO. Assinale a alternativa **CORRETA**.

a) O cilindro contendo o CO apresenta a maior pressão, pois apresenta o maior número de átomos.
b) O cilindro contendo o gás H_2 apresenta a maior pressão, pois apresenta o gás com a menor massa molecular.
c) O cilindro contendo o gás O_2 apresenta a maior pressão, pois apresenta o gás com a maior massa molecular.
d) Os cilindros contendo H_2 e O_2 apresentam a mesma pressão, pois são moléculas constituídas de átomos iguais.
e) Os três cilindros apresentam a mesma pressão, pois possuem a mesma massa de gás.

23. IME-RJ Um recipiente de paredes rígidas, contendo apenas ar, aberto para a atmosfera, é aquecido de 27 °C a 127 °C. Calcule a percentagem mássica de ar que saiu do recipiente, quando atingido o equilíbrio final.
a) 79%. **b)** 75%. **c)** 30%. **d)** 25%. **e)** 21%.

24. Fuvest-SP Uma equipe tenta resgatar um barco naufragado que está a 90 m de profundidade. O porão do barco tem tamanho suficiente para que um balão seja inflado dentro dele, expulse parte da água e permita que o barco seja içado até uma profundidade de 10 m. O balão dispõe de uma válvula que libera o ar, à medida que o barco sobe, para manter seu volume inalterado. No início da operação, a 90 m de profundidade, são injetados 20 000 mols de ar no balão. Ao alcançar a profundidade de 10 m, a porcentagem do ar injetado que ainda permanece no balão é
(Pressão na superfície do mar = 1 atm; no mar, a pressão da água aumenta de 1 atm a cada 10 m de profundidade. A pressão do ar no balão é sempre igual à pressão externa da água.)
a) 20%. **b)** 30%. **c)** 50%. **d)** 80%. **e)** 90%.

25. Uerj 2016 Para descrever o comportamento dos gases ideais em função do volume V, da pressão P e da temperatura T, podem ser utilizadas as seguintes equações:

Equação de Clapeyron	**Equação de Boltzmann**
$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$	$P \cdot V = N \cdot k \cdot T$
n - número de mols	N - número de moléculas
R - constante dos gases	k - constante de Boltzmann

De acordo com essas equações, a razão $\frac{R}{k}$ é aproximadamente igual a:

a) $\frac{1}{6} \cdot 10^{-23}$. **c)** $6 \cdot 10^{-23}$.
b) $\frac{1}{6} \cdot 10^{23}$. **d)** $6 \cdot 10^{23}$.

26. UFRGS Considere o enunciado a seguir e as três propostas para completá-lo.
Em dada situação, substâncias gasosas encontram-se armazenadas, em idênticas condições de temperatura e pressão, em dois recipientes de mesmo volume, como representado a seguir.

Recipiente 1	Recipiente 2
Gás carbônico (CO_2)	Gás nitrogênio (N_2) + Gás oxigênio (O_2)

Nessa situação, os recipientes 1 e 2 contêm:
1. o mesmo número de moléculas;
2. a mesma massa de substâncias gasosas;
3. o mesmo número de átomos de oxigênio.
Quais propostas estão corretas?
a) Apenas 1. **d)** Apenas 2 e 3.
b) Apenas 2. **e)** 1, 2 e 3.
c) Apenas 3.

27. Uerj Dois balões idênticos são confeccionados com o mesmo material e apresentam volumes iguais. As massas de seus respectivos conteúdos, gás hélio e gás metano, também são iguais. Quando os balões são soltos, eles alcançam, com temperaturas internas idênticas, a mesma altura na atmosfera.
Admitindo-se comportamento ideal para os dois gases, a razão entre a pressão no interior do balão contendo hélio e a do balão contendo metano é igual a:
a) 1. **b)** 2. **c)** 4. **d)** 8.

28. Fuvest-SP Têm-se três cilindros de volumes iguais e à mesma temperatura, com diferentes gases. Um deles contém 1,3 kg de acetileno (C_2H_2), o outro 1,6 kg de óxido de dinitrogênio (N_2O) e o terceiro 1,6 kg de oxigênio (O_2).

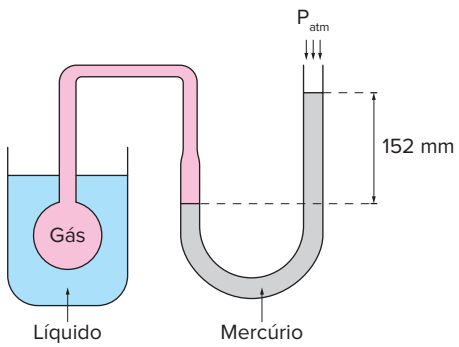
Dados: massas molares (g/mol)
C_2H_2 26
N_2O 44
O_2 32

Comparando-se as pressões dos gases nesses três cilindros, verifica-se que:
a) são iguais apenas nos cilindros que contêm C_2H_2 e O_2.
b) são iguais apenas nos cilindros que contêm N_2O e O_2.
c) são iguais nos três cilindros.
d) é maior no cilindro que contém N_2O.
e) é menor no cilindro que contém C_2H_2.

29. **Unesp** Sabendo-se que o volume molar de um gás nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP) é igual a 22,4 L e que R = 0,082 atm · L · K^{-1} · mol^{-1}, o maior número de moléculas está contido em 1,0 L de:

a) H_2, nas CNTP.
b) N_2, nas CNTP.
c) H_2, a −73 °C e 2 atm.
d) H_2, a 27 °C e 1 atm.
e) Uma mistura equimolar de H_2 e N_2, a 127 °C e 1,5 atm.

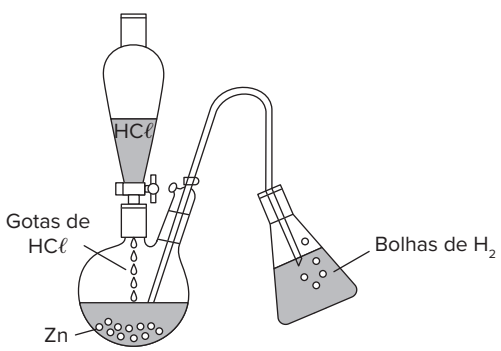
30. **Unesp 2025** A figura representa um termômetro a gás, constituído por um balão com gás ideal conectado a um sistema de vasos comunicantes que contém mercúrio. Para aferir a temperatura de um determinado líquido colocado em um recipiente, o balão, com 0,25 mol de gás, foi mergulhado nesse líquido até que o equilíbrio térmico entre o gás e o líquido fosse atingido, estabilizando o desnível entre as colunas de mercúrio em 152 mm, conforme a figura. Considere que, nessa medição, as capacidades térmicas do balão e dos vasos comunicantes sejam desprezíveis.



Sabendo que, na situação de equilíbrio, o volume ocupado pelo gás foi de 6 · 10^{-3} m^3, que a pressão atmosférica no local do experimento era de 10^5 Pa = = 760 mmHg, e considerando o valor de 8 J/mol · K para a constante universal dos gases ideais, a temperatura obtida para o líquido, nesse experimento, foi de

a) 350 K. **c)** 370 K. **e)** 340 K.
b) 380 K. **d)** 360 K.

31. **UFG-GO** O gás hidrogênio pode ser produzido em laboratório a partir da reação química entre zinco metálico e ácido clorídrico, conforme esquema e equação química não balanceada apresentados a seguir.



$$Zn + HC\ell \rightarrow H_2 + ZnC\ell_2$$

Dados: $d_{HC\ell} \cong 1{,}2$ g/mL; R = 0,082 atm · L · mol^{-1} · K^{-1}.

Levando em consideração a presença de 5 mg de hidrogênio no interior do frasco coletor com capacidade de 100 mL, e que ele esteja fechado, conclui-se que a pressão resultante, em atm, no interior do frasco a 25 °C será, aproximadamente, igual a:

a) 0,12. **b)** 0,24. **c)** 0,36. **d)** 0,60. **e)** 1,20.

32. **Acafe-SC 2025** Em 2004, o mergulhador australiano, David Shaw, faleceu durante uma tentativa de resgate no sistema de cavernas submersas Boesmansgat, na África do Sul, onde atingiu profundidades superiores a 270 metros, onde a pressão ultrapassa 28 atm.

Considere uma etapa intermediária do mergulho, a 40 metros de profundidade, em que a pressão total era de aproximadamente 5 atm. Durante a subida rápida para a superfície (1 atm), sem pausas para descompressão, parte do nitrogênio dissolvido em seu sangue passou à forma gasosa, formando bolhas no sistema circulatório — uma condição chamada embolia gasosa, com risco variável, dependendo do volume e da localização das bolhas.

Considere que, só ao atingir a superfície, 0,003 mol de gás nitrogênio transformaram-se em três bolhas gasosas idênticas, cada uma se alojando em uma das seguintes regiões:

1. Artéria cerebral.
2. Ventrículo direito do coração.
3. Veia cava/pulmão.

Com base nos volumes das bolhas, pode-se com o auxílio da tabela abaixo, avaliar o risco da presença da bolha em cada região citada.

Tabela – Faixas de Risco Clínico por Volume da Bolha

Volume da bolha (mL)	Artéria cerebral	Ventrículo direito	Veia cava/ pulmão
até 0,5	moderado	nenhum	nenhum
0,5 - 10	alto	baixo	nenhum
10 - 20	grave	alto	baixo
20 - 50	grave	grave	moderado
> 50	extremo	extremo	extremo

Fonte: (adaptado de Guyton & Hall)

Sabendo que o gás comporta-se como ideal e a temperatura corporal manteve-se constante em 37 °C, calcule o volume de cada bolha e, com base nas informações fornecidas, assinale a alternativa que apresenta o volume de cada bolha individual e as regiões em que há risco clínico grave ou extremo.

a) Volume de 76,3 mL – Risco nos casos (1) e (2) apenas.
b) Volume de 76,3 mL – Risco nos casos (1), (2) e (3).
c) Volume de 25,4 mL – Sem riscos graves nos casos (1), (2) e (3).
d) Volume de 25,4 mL – Risco nos casos (1) e (2) apenas.

33. FICSAE-SP 2025 O gás natural veicular (GNV) é um combustível automotivo disponibilizado por postos de abastecimento credenciados. Os veículos automotores, originalmente fabricados para funcionarem apenas com combustíveis líquidos, são adaptados por um kit que permite o funcionamento também com o GNV. Uma das partes desse kit é o reservatório de gás, feito de material metálico não expansível, sendo normalmente instalado no compartimento traseiro do veículo. A figura ilustra o reservatório instalado em um veículo de passeio.

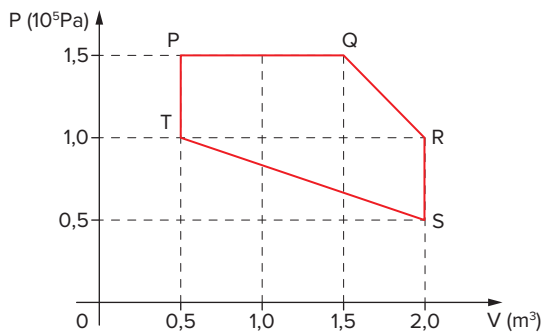
(www.autogas.com.br)

Um reservatório de GNV com massa de gás (m_1) e pressão (P_1) igual a 40 atm é reabastecido com esse gás, em temperatura constante, até a pressão interna do compartimento atingir a massa de gás (m_2) e pressão (P_2) igual a 160 atm.
Considerando que a composição do GNV seja constante, a comparação das massas m_1 e m_2 é dada por:

a) $m_2 = 8m_1$ **c)** $m_2 = \frac{1}{8}m_1$ **e)** $m_2 = 2m_1$

b) $m_2 = 4m_1$ **d)** $m_2 = \frac{1}{4}m_1$

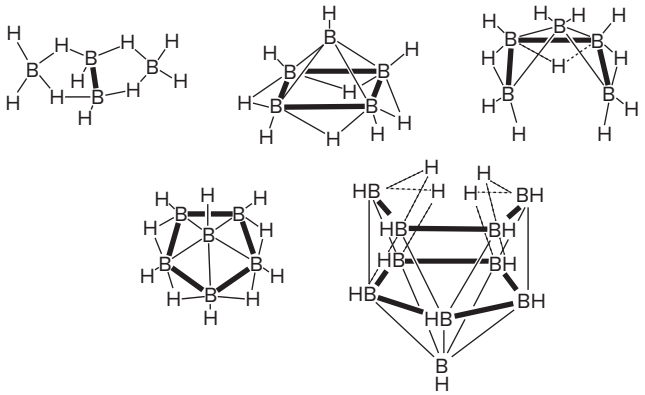
34. FMJ-SP 2024 Certa massa de gás ideal sofreu a transformação cíclica PQRSTP mostrada no diagrama pressão × volume.



Entre os pontos P, Q, R, S e T, aquele no qual a massa do gás apresenta a menor temperatura é:

a) S. **c)** P. **e)** Q.
b) T. **d)** R.

35. UCS-RS 2021 A figura a seguir ilustra uma série de boranos, ou seja, compostos químicos formados exclusivamente por boro e hidrogênio. Suponha que uma amostra de 1,0 g de um desses compostos ocupe um volume de 820 cm^3, a 357 °C e 1 atm.



Disponível em: http://web.iitd.ac.in/~elias/links/Elias%20lectures%20boron%20chemistry%202015%20final%2011th%20sept.pdf. Acesso em: 20 mar. 2020. (Parcial e adaptado.)

Com base nessas informações, é possível concluir que o composto em questão é o

Dado: R = 0,082 atm L K^{-1} mol^{-1}.

Observação: Admita, para fins de simplificação, comportamento ideal.

a) B_4H_{10}. **c)** B_5H_{11}. **e)** $B_{10}H_{14}$.
b) B_5H_9. **d)** B_6H_{10}.

36. Fuvest-SP Em automóveis, o hidrogênio é um possível combustível alternativo à gasolina.

a) Usando os dados a seguir, calcule a pressão da quantidade de hidrogênio que fornece a mesma energia e ocupa o mesmo volume, a 27 °C, que um litro de gasolina.

b) Qual a vantagem do hidrogênio e a desvantagem da gasolina como combustíveis, em termos
b1) ambientais?
b2) da disponibilidade das fontes naturais das quais são obtidos?

Dados: Calores de combustão:
Gasolina: $3,0 \cdot 10^7$ J/L.
Hidrogênio: $2,4 \cdot 10^5$ J/mol.
Constante dos gases: $8 \cdot 10^{-2}$ L atm mol^{-1} K^{-1}.

37. FMP-RJ 2016 O alumínio tem um largo emprego no mundo moderno, como, por exemplo, em latas de refrigerante, utensílios de cozinha, embalagens, na construção civil, etc. Esse metal de grande importância possui caráter anfótero, que, colocado em ácido clorídrico ou em uma solução aquosa de hidróxido de sódio concentrado, é capaz de reagir, liberando grande quantidade de calor. Uma latinha de refrigerante vazia pesa, em média, 13,5 g. Uma experiência com cinco latinhas foi realizada em um laboratório para testar sua durabilidade como indicado na reação abaixo.

$$2\ A\ell(s) + 6\ HC\ell(aq) \rightarrow 2\ A\ell C\ell_3(aq) + 3\ H_2(g)$$

O volume, em litros, de gás hidrogênio sob temperatura de 0 °C e pressão de 1 atm é de

a) 11,2. **c)** 84. **e)** 56.
b) 16,8. **d)** 28.

Misturas gasosas

38. **PUC-Rio** O gás natural, embora também seja um combustível fóssil, é considerado mais limpo do que a gasolina, por permitir uma combustão mais completa e maior eficiência do motor. Assim, um número crescente de táxis rodam na cidade movidos por este combustível. Estes veículos podem ser reconhecidos por terem parte de seu porta-malas ocupado pelo cilindro de aço que contém o gás. Um cilindro destes, com volume de 82 litros, foi carregado em um posto, numa temperatura de 27 °C, até uma pressão de 6 atm. Qual a massa de gás natural nele contido, considerando o gás natural formado (em mols) por 50% de metano (CH_4) e 50% de etano (C_2H_6)?

▶ **Dado:** R = 0,082 atm · L/K· mol.

39. **UFRRJ** Em um recipiente fechado foram colocados 2 mols de $N_2(g)$, 4 mols de $O_2(g)$ e 4 mols de $H_2(g)$ sem reagirem entre si.
Sabendo que o volume total ocupado foi de 22,0 L e que a temperatura foi mantida a 0 °C, calcule:
a) a fração molar de cada componente.
b) a pressão total exercida pela mistura.

40. **UFJF/Pism-MG 2020** Uma alternativa à utilização de combustíveis fósseis pelos automóveis são os motores a hidrogênio. Um dos desafios enfrentados no início das pesquisas sobre motores a hidrogênio, quando se pensava em tanques de gás como fonte do combustível, era minimizar o volume e ao mesmo tempo maximizar a quantidade de hidrogênio armazenado. Em um tanque de combustível cilíndrico, com volume igual a 120 L, que armazena o hidrogênio a uma temperatura de −253 °C e 3115 mmHg de pressão, o número de mols e massa de hidrogênio armazenados são respectivamente

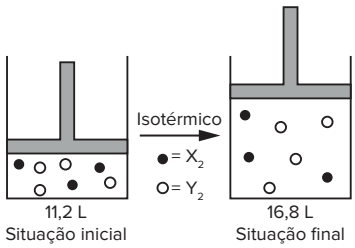
▶ **Dado:** R = 62,3 mmHg · L · mol^{-1} · K^{-1}.

a) 300 mols e 0,6 kg.
b) 30 mols e 60 kg.
c) 300 mols e 0,3 kg.
d) 23,71 mols e 47,42 kg.
e) 73,19 mols e 0,146 kg.

41. **ITA-SP 2018** Um recipiente de 240 L de capacidade contém uma mistura dos gases ideais hidrogênio e dióxido de carbono, a 27 °C. Sabendo que a pressão parcial do dióxido de carbono é três vezes menor que a pressão parcial do hidrogênio e que a pressão total da mistura gasosa é de 0,82 atm, assinale a alternativa que apresenta, respectivamente, as massas de hidrogênio e de dióxido de carbono contidas no recipiente.
a) 2 g e 44 g.
b) 6 g e 44 g.
c) 8 g e 88 g.
d) 12 g e 88 g.
e) 16 g e 44 g.

42. **Unifesp** Um recipiente de 10 L, contendo 2,0 mol de H_2 e 1,0 mol de $C\ell_2$, é aquecido e mantido a 105 °C. A pressão no interior do recipiente, antes da reação, nestas condições, é 9,3 atm. Após alguns dias, o $H_2(g)$ e o $C\ell_2(g)$ reagem completamente formando $HC\ell(g)$. Após reação total, a quantidade total de gases no recipiente e a pressão parcial do $HC\ell$ no interior do recipiente, à temperatura de 105 °C, devem ser, respectivamente:
a) 1,0 mol e 3,1 atm.
b) 2,0 mol e 6,2 atm.
c) 3,0 mol e 6,2 atm.
d) 3,0 mol e 9,3 atm.
e) 5,0 mol e 6,2 atm.

43. **UEG-GO** A figura a seguir representa duas situações distintas de um recipiente a 85,4 °C, contendo dois gases hipotéticos, X_2 e Y_2. O número de mols de cada um desses componentes no sistema é de 3 e 4, respectivamente.



▶ **Dado:** R = 0,082 atm · L· mol^{-1} · K^{-1}.

Após a análise da figura, calcule a pressão:
a) total do sistema na situação inicial.
b) parcial exercida por X_2 na situação final.

44. **UEM-PR** Um recipiente hermeticamente fechado, que pode ter sua temperatura e sua pressão controladas, está preenchido com 30 g de gás hidrogênio, 64 g de gás oxigênio e 84 g de gás nitrogênio. A partir dessas informações, assinale a(s) alternativa(s) correta(s). Assuma que os gases se comportam como gases ideais.
01 Nas CNTP, a pressão parcial do gás hidrogênio é maior do que a soma das pressões parciais dos gases oxigênio e nitrogênio.
02 Nas CNTP, o volume parcial de oxigênio é 10% do volume total.
04 A razão entre as pressões parciais de hidrogênio e oxigênio se altera com a mudança na temperatura do recipiente de 300 K para 350 K, na pressão de 1 atm.
08 Nas CNTP, o volume do recipiente é de 448 litros.
16 Essa mistura será sempre homogênea, entre as temperaturas de −270 °C e 300 °C, a 5 atm de pressão.
Soma:

45. **Fuvest-SP** Os humanos estão acostumados a respirar ar com pressão parcial de O_2 próxima de $2{,}1 \cdot 10^4$ Pa, que corresponde, no ar, a uma porcentagem (em volume) desse gás igual a 21%. No entanto, podem se adaptar a uma pressão parcial de O_2 na faixa de $(1 \text{ a } 6) \cdot 10^4$ Pa, mas não conseguem sobreviver se forçados a respirar O_2 fora desses limites.
a) Um piloto de uma aeronave, em uma cabine não pressurizada, voando a uma altitude de 12 km, onde a pressão atmosférica é de $2{,}2 \cdot 10^4$ Pa, poderá sobreviver se a cabine for alimentada por O_2 puro? Explique.

FRENTE 3

b) Um mergulhador no mar, a uma profundidade de 40 m, está sujeito a uma pressão cinco vezes maior do que na superfície. Para que possa sobreviver, ele deve respirar uma mistura de gás He com O_2, em proporção adequada. Qual deve ser a porcentagem de O_2, nessa mistura, para que o mergulhador respire um "ar" com a mesma pressão parcial de O_2 existente no ar da superfície, ou seja, $2{,}1 \cdot 10^4$ Pa? Justifique.

Observação: O He substitui com vantagem o N_2.

46. Uespi Uma criança com severa infecção nos brônquios apresenta problemas respiratórios, e o médico administra "heliox", uma mistura de oxigênio e hélio com 90,0% em massa de O_2. Se a pressão atmosférica é igual a 1 atm, calcule a pressão parcial de oxigênio que foi administrada à criança.

Dados: massas molares em $g \cdot mol^{-1}$: He = 4; O = 16.

a) 0,53 atm.
b) 0,60 atm.
c) 0,69 atm.
d) 0,75 atm.
e) 0,82 atm.

47. UFPE O metano (CH_4, massa molar 16 g mol^{-1}) é considerado um gás estufa, pois pode contribuir para aumentar a temperatura da atmosfera, que, por sua vez, é composta praticamente por 75% em massa de dinitrogênio (N_2, massa molar 28 g mol^{-1}) e 25% em massa de dioxigênio (O_2, massa molar 32 g mol^{-1}). Considerando gases ideais na mesma temperatura, analise as proposições a seguir.

- A uma mesma pressão, 16 g de CH_4 ocupa o mesmo volume que 28 g de N_2.
- Na atmosfera, a pressão parcial de N_2 é três vezes menor que a pressão parcial de O_2.
- Num recipiente com volume constante contendo a mesma massa de CH_4 e de O_2, a pressão parcial de CH_4 é duas vezes maior que a pressão parcial de O_2.
- A energia cinética média de um mol de N_2 é 7/8 menor que a de um mol de O_2.
- Um mol de CH_4 tem 5/2 vezes mais energia potencial que um mol de N_2.

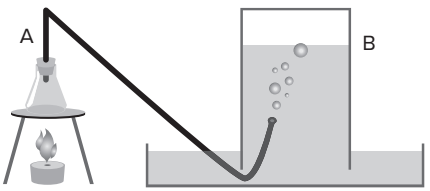
48. Unicamp-SP Algumas misturas gasosas podem ser importantes em ambientes hospitalares, assim como na prática de esportes, como mergulho autônomo a grandes profundidades. Uma dessas misturas, denominada Trimix, contém 16% de oxigênio, 24% de hélio e 60% de nitrogênio (porcentagem em volume). Suponha um cilindro de Trimix mantido à temperatura ambiente e a uma pressão de 9 000 kPa.

a) Escreva as fórmulas dos gases da mistura.
b) Qual é a pressão parcial do hélio no cilindro? Mostre os cálculos.
c) Qual é a massa molar média da mistura? Mostre os cálculos.

Dado: $R = 8{,}3$ kPa L mol^{-1} K^{-1}.

49. Uerj O oxigênio gasoso pode ser obtido em laboratório por meio da decomposição térmica do clorato de potássio.

Em um experimento, o gás foi produzido em um frasco A e recolhido em um frasco B que, inicialmente, continha apenas água. Observe o esquema:



Ao final do experimento, verificaram-se as seguintes medidas no interior do frasco B:

- volume de gás recolhido: 123 mL
- temperatura interna: 27 °C
- pressão total no nível da água: 786,7 mmHg
- pressão de vapor da água: 26,7 mmHg

Determine a massa de oxigênio gasoso, em gramas, recolhida no frasco B, e apresente a equação química completa e balanceada correspondente a sua obtenção.

50. UFG-GO Em um processo industrial, um reator de 250 L é preenchido com uma mistura gasosa composta de 50 kg de N_2O; 37 kg de NO e 75 kg de CO_2. Considerando-se a temperatura de 527 °C, a pressão interna, em atm, do reator, será, aproximadamente,

Dado: $R = 0{,}082$ atm $\cdot$ L $\cdot$ $mol^{-1} \cdot K^{-1}$.

a) 1.
b) 108.
c) 350.
d) 704.
e) 1069.

51. UEL-PR Um cilindro com volume constante igual a 1 L e a 25 °C contém inicialmente no seu interior 0,2 mol de argônio e 0,8 mol de nitrogênio gasoso (mistura 1). Em um determinado momento, foi adicionado no interior do cilindro, a cada 1 minuto até completar 3 minutos, 0,2 mol de acetileno originando as misturas 1.1, 1.2 e 1.3, respectivamente.

Dado: Constante dos gases (R): 0,082 atm L/mol K.
Equação geral dos gases: PV = nRT.

Com base no texto e nos conhecimentos sobre gases, considere as afirmativas a seguir.

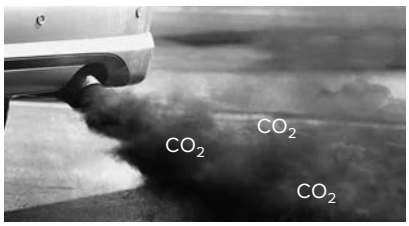
I. A pressão parcial do argônio no cilindro na mistura 1 é maior que a sua pressão parcial na mistura 1.1.
II. A pressão parcial do gás nitrogênio no cilindro da mistura 1.1 é menor que a sua pressão parcial na mistura 1.3.
III. A pressão parcial do gás acetileno no cilindro na mistura 1.3 é três vezes maior que na mistura 1.1.
IV. A pressão total no interior do cilindro após os três minutos da primeira adição do gás acetileno é aproximadamente 39,1 atm.

Assinale a alternativa correta.

a) Somente as afirmativas I e II são corretas.
b) Somente as afirmativas I e IV são corretas.
c) Somente as afirmativas III e IV são corretas.
d) Somente as afirmativas I, II e III são corretas.
e) Somente as afirmativas II, III e IV são corretas.

52. **ITA-SP** Uma mistura gasosa é constituída de C_3H_8, CO e CH_4. A combustão de 100 L desta mistura em excesso de oxigênio produz 190 L de CO_2. Determine o valor numérico do volume, em L, de propano na mistura gasosa original.

53. **UEL-PR 2024** A imagem a seguir mostra a liberação de CO_2 proveniente de veículos a combustão, o qual é possível ser convertido em oxigênio e carbono sob condições experimentais específicas.



Considere um recipiente fechado e isolado de volume constante e igual a 10,0 L, contendo inicialmente 137,5 g de CO_2 gasoso puro e seco. Esse recipiente possui, em suas paredes internas, uma fina camada porosa de material catalisador e que, à temperatura constante de 400 K, converte parte do CO_2 em carbono grafite e gás O_2, conforme equação química a seguir.

$$CO_2(g) \xrightarrow{\text{Catalisador, } \Delta} C(\text{grafite}) + O_2(g)$$

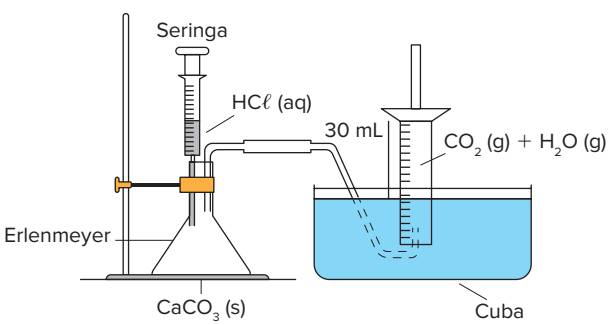
A pressão parcial do oxigênio, ao final do processo, é de 8,2 atm.

▶ **Dados:** Massa molar de CO_2 = 44,0 g mol^{-1}
Considere CO_2 e O_2 como gases ideais
R = 0,082 L atm K^{-1} mol^{-1}
Desconsidere a influência de volume, adsorções e pressão de vapor do C (grafite) formado

Sobre gases ideais e mistura de gases, assinale a alternativa que apresenta, corretamente, o rendimento reacional (em %) na produção de oxigênio neste processo.

a) 20 **b)** 40 **c)** 60 **d)** 70 **e)** 80

54. **Unesp 2024** A montagem de laboratório ilustrada na figura destina-se à coleta e medida do volume de produto gasoso gerado numa reação química.



Em um experimento, envolvendo a produção de dióxido de carbono gasoso, $CO_2(g)$, a partir da reação entre carbonato de cálcio, $CaCO_3(s)$, e solução aquosa diluída de ácido clorídrico, HCℓ(aq), o líquido empregado para a coleta do gás foi a água acidulada. Um comprimido de $CaCO_3$ foi triturado e uma porção do pó resultante foi colocada no erlenmeyer da montagem e posta para reagir com solução de HCℓ, adicionada a partir da seringa da montagem. Após a reação, o produto gasoso coletado no cilindro graduado teve seu volume determinado, sendo igual a 30 mL. Sabe-se que o produto gasoso recolhido é uma mistura de dióxido de carbono gasoso e vapor de água.

Considerando que o experimento foi realizado sob pressão atmosférica de 726,7 mmHg e temperatura de 27 °C, que a pressão de vapor da água a 27 °C é igual a 26,7 mmHg e que a constante universal dos gases, R, é igual a 62,3 mmHg · L · mol^{-1} · K^{-1}, a massa de carbonato de cálcio que reagiu na produção de dióxido de carbono gasoso foi de, aproximadamente,

a) 1,0 g. **b)** 0,001 g. **c)** 0,1 g. **d)** 0,01 g. **e)** 10 g.

Densidade e lei de Graham

55. **PUC-Campinas** Tanto em comemorações esportivas como na prática do balonismo como esporte, bexigas e balões dirigíveis são cheios com gases que apresentam determinadas propriedades.

Dentre as substâncias gasosas a seguir:

I. Hélio: menos denso do que o ar e praticamente inerte;
II. Dióxido de carbono: mais denso do que o ar e incombustível;
III. Criptônio: praticamente inerte e mais denso do que o ar;
IV. Hidrogênio: combustível e menos denso do que o ar;
V. Monóxido de carbono: combustível e de densidade próxima à do ar;

a mais segura para ser utilizada em balões e bexigas é:

a) I. **b)** II. **c)** III. **d)** IV. **e)** V.

56. **Uece** A massa específica ou densidade absoluta de um gás nas CNTP é 1,25 g/L. Sua massa molecular é, aproximadamente, igual à do:

a) monóxido de mononitrogênio.
b) etano.
c) monóxido de carbono.
d) sulfeto de hidrogênio.

57. **Mackenzie-SP** O gás hidrogênio foi utilizado no início do século em balões conhecidos como "Zeppelins". Atualmente, balões de publicidade e balões para crianças são enchidos com gás hélio.

Relativamente ao gás hélio, é **incorreto** afirmar que:

▶ **Dados:** massas molares (g/mol): H = 1; He = 4.

a) tem densidade maior que o ar atmosférico.
b) sua massa molar é maior do que a do gás hidrogênio.
c) é um gás não inflamável.
d) tem fórmula molecular: He.
e) é um gás mais denso do que o gás hidrogênio.

58. **Fatec-SP** Três balões A, B e C foram enchidos, respectivamente, com os gases nitrogênio, oxigênio e hidrogênio. Os três balões foram soltos numa sala cheia de ar, a 25 °C e 1 atm.

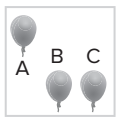
FRENTE 3

São dadas as densidades, a 25 °C e 1 atm:

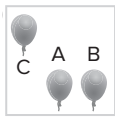
$d_{N_2} = 1{,}14\ g\ L^{-1}$ $\quad d_{H_2} = 0{,}0820\ g\ L^{-1}$

$d_{O_2} = 1{,}31\ g\ L^{-1}$ $\quad d_{ar} = 1{,}10\ g\ L^{-1}$

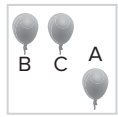
As posições dos balões dentro da sala, após terem sido soltos, estão representadas em:

a) 

b)

c) 

d)

e) 

59. **ITA-SP** Assumindo um comportamento ideal dos gases, assinale a opção com a afirmação correta.

a) De acordo com a Lei de Charles, o volume de um gás torna-se maior quanto menor for a sua temperatura.

b) Numa mistura de gases contendo somente moléculas de oxigênio e nitrogênio, a velocidade média das moléculas de oxigênio é menor do que as de nitrogênio.

c) Mantendo-se a pressão constante, ao aquecer um mol de gás nitrogênio sua densidade irá aumentar.

d) Volumes iguais dos gases metano e dióxido de carbono, nas mesmas condições de temperatura e pressão, apresentam as mesmas densidades.

e) Comprimindo-se um gás à temperatura constante, sua densidade deve diminuir.

60. **ITA-SP** Considere as afirmações abaixo relativas ao aquecimento de um mol de gás N_2 contido em um cilindro provido de um pistão móvel sem atrito:

I. A massa específica do gás permanece constante.

II. A energia cinética média das moléculas aumenta.

III. A massa do gás permanece a mesma.

IV. O produto pressão × volume permanece constante.

Das afirmações feitas, estão corretas:

a) apenas I, II e III.
b) apenas I e IV.
c) apenas II e III.
d) apenas II, III e IV.
e) todas.

61. **UEPG-PR 2024** No estudo dos gases, são levadas em conta três grandezas macroscópicas que caracterizam um sistema gasoso, a saber: a pressão, o volume e a temperatura. Experimentalmente, verifica-se que os gases a baixas pressões e a altas temperaturas comportam-se de maneira semelhante a um gás perfeito, chamado gás ideal. Nesse contexto, assinale o que for correto.

01 Em uma transformação isobárica, para os gases ideais, o volume e a temperatura são grandezas inversamente proporcionais.

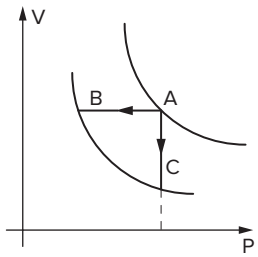
02 Se uma substância no estado gasoso estiver acima de sua temperatura crítica, ela é um gás, e, estando abaixo dessa temperatura, é denominada vapor.

04 Um gás ideal encontra-se com volume de 2 L e pressão *p* e sofre uma transformação isocórica. Suas temperaturas antes e depois da transformação são, respectivamente, 20 °C e 40 °C. Logo, a pressão final será igual a 2p.

08 A pressão exercida por 16 g de hidrogênio (H_2), à temperatura de 77 °F, que ocupam um volume de 62,3 L é igual a 2 384 mmHg.

Dado: $R = 62{,}3\ mmHg\ L\ K^{-1}/mol$.

16 O gráfico a seguir representa duas isotermas para um determinado gás ideal. Na transformação de A para C, o volume diminuiu e a temperatura aumentou.



Soma: _____

62. **UCS-RS 2024** Considere um cilindro de armazenamento de etino de 118,0 L de capacidade, sob temperatura controlada de 20 °C, contendo 9,82 mol desse gás. A válvula é aberta, deixando escapar o etino até que a pressão do cilindro seja reduzida para 1,5 atm. Nessas condições, o gás em questão assume comportamento ideal. Sabendo que a temperatura permanece constante e igual a 20 °C, pode-se concluir que a pressão inicial no interior do cilindro, em atm, e a quantidade de gás liberada, em gramas, são, respectivamente, iguais a

Dado: $R = 0{,}082\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}$.

a) 2,0 e 191,5.
b) 2,5 e 43,8.
c) 2,0 e 63,8.
d) 2,5 e 191,5.
e) 3,0 e 191,5.

63. **UEM-PR 2020** Assinale o que for correto utilizando os conceitos físico-químicos aplicados à atmosfera.

01 A atmosfera constitui um fluido gasoso que exerce pressão sobre a superfície da Terra.

02 A pressão atmosférica ao nível do mar corresponde a 760 mmHg.

04 A atmosfera é composta majoritariamente por gás oxigênio (O_2).

08 Qualquer substância presente na atmosfera que ultrapasse a concentração de O_2 em uma determinada região é considerada um poluente atmosférico.

16 Os poluentes atmosféricos migram de um lugar para outro por meio do processo de efusão.

Soma: _____

64. **ITA-SP** Considere um mol de um gás que se comporta idealmente, contido em um cilindro indeformável provido de pistão de massa desprezível, que se move sem atrito. Com relação a este sistema, são feitas as seguintes afirmações:

I. Se o gás for resfriado contra pressão externa constante, o sistema contrai-se.

II. Se pressão for exercida sobre o pistão, a velocidade média das moléculas do gás aumenta.

III. Se o sistema for aquecido a volume constante, a velocidade média das moléculas aumenta, independentemente da natureza do gás.

IV. A velocidade média das moléculas será maior se o gás for o xenônio e menor se for o argônio.

Das afirmações anteriores está(ão) ERRADA(S) apenas

a) I e II. **b)** I, III e IV. **c)** II e III. **d)** II e IV. **e)** IV.

65. **EsPCEx-SP 2021** Gases apresentam um fenômeno chamado de difusão de gases.

Difusão gasosa é o movimento espontâneo das partículas de um gás de se espalharem uniformemente em meio das partículas de um outro gás ou de atravessarem uma parede porosa.

Quando gases diferentes (A e B) estão a uma mesma temperatura, para uma quantidade de matéria igual a 1 mol de gás A e 1 mol de gás B, tem-se que a massa do gás A (m_a) será igual à massa molar do gás A (M_a), e a massa do gás B (m_b) será igual à massa molar do gás B (M_b).

FONSECA, Martha Reis Marques da, *Química Geral*, São Paulo, Ed FTD, 2007, Pág. 110.

Considere que, em determinadas condições de temperatura e pressão, a velocidade de difusão de 1 mol do gás hidrogênio (H_2) seja de 28 km/min. Nestas mesmas condições a velocidade (em km/h) de 1 mol do gás metano (CH_4) é de

▶ **Dado:** $\sqrt{2} = 1{,}4$.

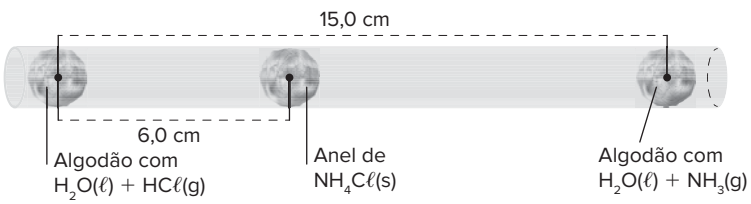
a) 600 km/h. **b)** 729 km/h. **c)** 1 211 km/h. **d)** 422 km/h. **e)** 785 km/h.

66. **Unicamp-SP** Recentemente a Prefeitura de São Paulo ameaçava fechar as portas de um centro comercial por causa do excesso de gás metano em seu subsolo. O empreendimento foi construído nos anos 1980 sobre um lixão e, segundo a CETESB, o gás metano poderia subir à superfície e, eventualmente, causar explosões.

a) Uma propriedade que garante a ascensão do metano na atmosfera é a sua densidade. Considerando que os gases se comportam como ideais, e que a massa molar média do ar atmosférico é de 28,8 g mol^{-1}, justifique esse comportamento do metano em relação ao ar atmosférico.

b) Na época do acontecimento, veiculou-se na imprensa que, "numa mistura com o ar, se o metano se encontra dentro de um determinado percentual (5% a 15% em volume quando em ar ambiente com 21% de oxigênio) e existe uma faísca ou iniciador, a explosão irá ocorrer". Partindo-se do ar atmosférico e de metano gasoso, seria possível obter a mistura com a composição acima mencionada, pela simples mistura desses gases? Justifique.

67. **Fuvest-SP**



Uma estudante de Química realizou um experimento para investigar as velocidades de difusão dos gases $HC\ell$ e NH_3. Para tanto, colocou, simultaneamente, dois chumaços de algodão nas extremidades de um tubo de vidro, como mostrado na figura acima. Um dos chumaços estava embebido de solução aquosa de $HC\ell(g)$, e o outro, de solução aquosa de $NH_3(g)$. Cada um desses chumaços liberou o respectivo gás. No ponto de encontro dos gases, dentro do tubo, formou-se, após 10 s, um anel de sólido branco ($NH_4C\ell$), distante 6,0 cm do chumaço que liberava $HC\ell$ (g).

a) Qual dos dois gases, desse experimento, tem maior velocidade de difusão? Explique.

b) Quando o experimento foi repetido a uma temperatura mais alta, o anel de $NH_4C\ell(s)$ se formou na mesma posição. O tempo necessário para a formação do anel, a essa nova temperatura, foi igual a, maior ou menor do que 10 s? Justifique.

c) Com os dados do experimento descrito, e sabendo-se a massa molar de um dos dois gases, pode-se determinar a massa molar do outro. Para isso, utiliza-se a expressão

$$\frac{\text{velocidade de difusão do } NH_3(g)}{\text{velocidade de difusão do } HC\ell(g)} = \sqrt{\frac{\text{massa molar do } HC\ell}{\text{massa molar do } NH_3}}$$

Considere que se queira determinar a massa molar do $HC\ell$. Caso o algodão embebido de solução aquosa de $NH_3(g)$ seja colocado no tubo um pouco **antes** do algodão que libera $HC\ell(g)$ (e não simultaneamente), como isso afetará o valor obtido para a massa molar do $HC\ell$? Explique.

Texto para a questão **68**.

Um brinquedo que se tornou popular no Rio de Janeiro é um balão preto confeccionado com um saco de polietileno bem fino. A brincadeira consiste em encher parcialmente o balão com ar atmosférico (massa molar igual a 28,8 g/mol), fechá-lo e deixá-lo ao Sol para que o ar em seu interior se aqueça. Dessa forma, o ar se expande, o balão infla e começa a voar quando sua densidade fica menor do que a do ar atmosférico.

68. **UFRJ** Considere que o ar no interior do balão se comporte como gás ideal, que sua pressão seja igual à atmosférica e que a massa do saco de polietileno usado para confeccionar o balão seja igual a 12 g.
Determine a temperatura do ar, em graus Celsius (°C), no interior do balão no momento em que seu volume atinge 250 L e sua densidade se iguala à do ar atmosférico (1,2 g/L).

69. **UEM-PR** Sabendo-se que um recipiente fechado, de capacidade de um litro, contém 10 g de um gás considerado como ideal, a 273 K assinale o que for correto.

▶ **Dado:** R = 0,082 L · atm/mol · K.

01 Não é possível calcular o valor da pressão exercida pelo gás, pois é preciso saber sua massa molar.
02 Se a massa molar do gás for igual a 10 g/mol então o volume molar desse gás é igual a 22,4 litros.
04 Ao se dobrar a temperatura do sistema, a pressão também dobra.
08 Se a massa molar do gás for igual a 10 g/mol, sua densidade absoluta, nas CNTP, é igual a 10 g/litro.
16 Para um gás, alterações de temperatura e pressão interferem na sua densidade absoluta exclusivamente através da influência dessas alterações sobre o volume e não sobre a massa.

Soma: ____

BNCC em foco

Texto para as questões **1** e **2**.

O monóxido de carbono não tem cheiro, não tem gosto, não tem cor, mas é fatal. Ele é um composto gasoso associado à queima de combustíveis como madeira, gás de cozinha, gasolina, óleos minerais e vegetais. O monóxido de carbono "expulsa" permanentemente o oxigênio das células que o transportam causando, nos casos mais graves, morte por asfixia. E os seus sintomas podem ser temporários ou permanentes sendo que variam de pessoa para pessoa e nem sempre são facilmente identificados.

Riscos de envenenamento por monóxido de carbono (CO). *Fundacentro*, [s.d]. Disponível em: http://www.quimica.seed.pr.gov.br/arquivos/File/cart_cuidados_monoxidos_carbono.pdf. Acesso em: 15 jun. 2025.

A inalação de monóxido de carbono (CO) pode causar alguns efeitos em seres humanos, como os mostrados a seguir:

- Acima de 10 ppmv* = prejuízo à capacidade de percepção e julgamentos.
- Acima de 100 ppmv = tontura, dores de cabeça e cansaço.
- Acima de 250 ppmv = perda de consciência.
- Exposição a 1000 ppmv = morte rápida.

*ppmv = partes por milhão em volume.

EM13CNT306

1. Funcionários de oficinas mecânicas estão sujeitos à intoxicação por monóxido de carbono, pois esse gás é resultante da combustão incompleta de combustíveis nos motores dos automóveis. Suponha que em um dia de muitos testes nos automóveis de uma oficina que tem sistema de ventilação natural insuficiente, alguns mecânicos relataram ter sentido dores de cabeça e tontura, sintomas que foram associados à exposição ao monóxido de carbono. Na situação descrita no texto, é possível estimar que o volume de CO no ar da oficina estava aproximadamente entre quais valores?

▶ **Dado:** volume do galpão da oficina = 1000 m^3.

EM13CNT104

2. Conforme as informações dadas no texto, qual a fração molar estimada de monóxido de carbono no ambiente que pode levar uma pessoa à morte quando exposta a esse gás?

EM13CNT307

3. O GLP, gás liquefeito de petróleo, é utilizado nas cozinhas de muitas residências brasileiras. Esse gás é composto majoritariamente por duas substâncias químicas: o propano (C_3H_8) e o butano (C_4H_{10}). Porém, nenhuma dessas duas substâncias tem cheiro. O odor típico do gás de cozinha é devido a substâncias que contêm o elemento enxofre em sua composição, sendo a mais usada o etanotiol (de fórmula C_2H_6S). Compostos odoríferos são adicionados aos botijões para que seja possível identificar possíveis vazamentos e assim prevenir acidentes.
Considerando essas informações, assinale (V) para as afirmações verdadeiras e (F) para as falsas.

▶ **Dados:** massas atômicas: H = 1; C = 12; S = 32.

( ) Como não possuem cheiro, os principais gases componentes do GLP também não fazem mal à saúde.
( ) A escolha do etanotiol como substância odorífera nessa situação deve-se ao fato de sua velocidade de difusão ser maior que a do butano e do propano, tornando a detecção de vazamentos mais rápida.
( ) Na temperatura ambiente, o etanotiol é mais denso que o propano e o butano.

ImageBank4u/Shutterstock.com

Vista aérea da região do vulcão Fagradalsfjall, na Islândia.

FRENTE 3

CAPÍTULO

3

Termoquímica

A Termoquímica é a parte da Química que estuda as trocas de calor que ocorrem durante os fenômenos químicos. Se essas trocas forem classificadas em exotérmicas, liberam calor e podem produzir fogo. Se forem endotérmicas, absorvem calor e podem produzir gelo.

Introdução

Os fenômenos químicos trocam calor com o meio reacional. Essa troca também pode ocorrer em alguns fenômenos físicos, como os que envolvem mudança de temperatura ou de estado físico. As reações químicas que liberam calor para o meio reacional são chamadas de exotérmicas e, quando ocorrem, deixam o meio reacional mais quente, ou seja, provocam aumento de temperatura. As reações químicas que absorvem calor são chamadas de endotérmicas e, quando ocorrem, deixam o meio reacional mais frio, ou seja, provocam diminuição de temperatura.

Muitos fenômenos químicos cotidianos apresentam comportamento termoquímico facilmente notável, como a queima de combustíveis (exotérmico) e a adição de sal em gelo (endotérmico). Para compreendermos melhor esse tema, o estudo da Termoquímica será dividido em alguns tópicos:

- Entalpia;
- Reações exotérmicas;
- Reações endotérmicas;
- Equações termoquímicas;
- Fatores que alteram o ΔH;
- Lei de Hess;
- Entalpia de formação;
- Energia de ligação.

Entalpia (H)

Em todos os sistemas químicos, há energia armazenada. Nosso corpo tem energia acumulada, assim como ocorre com um pedaço de carvão, o ar atmosférico em nossos pulmões, a água que ingerimos, um giz de cera, enfim, de modo geral, com todos os sistemas que apresentam substâncias químicas. Essa energia armazenada é uma energia potencial química, e a denominação mais apropriada para ela é **entalpia**, que é representada pela letra **H** (de *heat*, em inglês, palavra que significa "calor").

Se, durante um fenômeno, um sistema químico liberar parte da entalpia na forma de calor, a entalpia do sistema resultante será menor do que a inicial. Mas também é possível que, durante um fenômeno, um sistema absorva energia do meio reacional na forma de calor, fazendo a entalpia do sistema resultante ser maior do que a inicial. Assim, podemos definir entalpia da seguinte forma:

> Entalpia é o calor potencial de um sistema.

A entalpia é uma grandeza definida pelos cientistas, mas não pode ser medida. O que podemos medir é a variação de entalpia (ΔH), que é a quantidade de calor que um sistema pode trocar com seu meio reacional. O fato de não ser possível determinar a entalpia de um sistema é um problema facilmente contornável. Mais adiante, no tópico "Entalpia de formação", mostraremos como os cientistas fizeram esse estudo. Além disso, se um fenômeno libera 100 kJ de calor, o fato de os reagentes terem entalpia de 200 kJ, 500 kJ ou qualquer outro valor acima de 100 kJ não acarreta nenhuma diferença do ponto de vista termoquímico. Portanto, não conhecer a entalpia dos reagentes nem a entalpia dos produtos não impede que se determine a variação de entalpia. Dessa forma, como a variação corresponde à diferença entre os estados final e inicial, temos:

$$\Delta H = H_{produtos} - H_{reagentes}$$

Para simplificar, chamaremos $H_{produtos}$ de H_P e $H_{reagentes}$ de H_R. Com isso:

$$\Delta H = H_P - H_R$$

Reações exotérmicas

As reações exotérmicas (*exo* = para fora, e *thermós* = = calor) são aquelas que liberam calor. Como exemplos, podemos citar a queima do carvão, do álcool e da gasolina; a dissolução de soda cáustica em água; entre outros. Quando um fenômeno exotérmico ocorre, há aumento de temperatura do meio reacional.

Para representar essas reações, é possível construir um gráfico de entalpia do sistema *versus* caminho da reação. É preciso ter atenção para não confundir caminho da reação com tempo de reação, uma vez que o caminho não leva em conta a velocidade do fenômeno.

Esse gráfico se divide em três partes bem distintas: reagentes, momento da reação e produtos. Para o caso de uma reação exotérmica, há uma energia armazenada (entalpia) nos reagentes, e parte dessa energia é liberada, na forma de calor, para o meio reacional. Desse modo, haverá nos produtos menos energia armazenada (entalpia) que no início. Observe o gráfico a seguir.

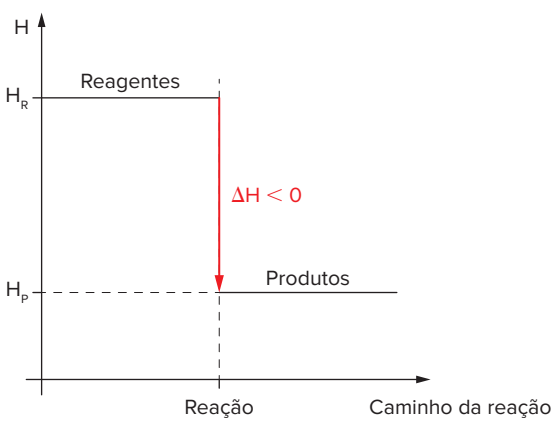


Gráfico da variação de entalpia ao longo do caminho da reação para um fenômeno exotérmico.

Nesse gráfico, note que:

- o momento da reação é a fronteira entre os reagentes e os produtos;
- o caminho da reação também pode ser chamado de coordenada da reação (abreviada por C.R.) e não leva em consideração a velocidade da reação. Portanto, não tem correlação com o tempo;

- a variação de entalpia (ΔH) pode ser representada por uma seta que parte do patamar dos reagentes (H_R) e termina no patamar dos produtos (H_P). Como a seta está apontando para baixo, o ΔH é negativo. Outra forma de verificar isso é por meio da seguinte equação:

$$\Delta H = H_P - H_R$$

Como, para reações exotérmicas, $H_P < H_R$, temos $\Delta H < 0$.

Outro ponto que deve ser discutido é uma ideia equivocada de que, quando uma reação libera calor, o meio reacional esquenta, entretanto isso não ocorre à custa do resfriamento da reação. A energia que aquece o meio não vem da perda de calor dos reagentes, mas de uma perda de energia armazenada nas ligações entre os átomos, que não acarreta a diminuição de temperatura, mas sim a conversão de substâncias mais entálpicas (reagentes, que, nesse caso, armazenam mais energia) em substâncias menos entálpicas (produtos, que, nesse caso, armazenam menos energia).

Se o aquecimento do meio reacional fosse proveniente do resfriamento dos reagentes, a queima de carvão aqueceria o meio à custa do resfriamento do próprio carvão que está sendo queimado, o que é impossível. Portanto, quando ocorre um fenômeno exotérmico, o meio reacional esquenta – devemos entender por meio reacional todo o conjunto formado por reagentes que ainda não reagiram, produtos que já foram formados e suas respectivas vizinhanças.

Reações endotérmicas

As reações endotérmicas (*endo* = para dentro, e *thermós* = calor) são aquelas que absorvem calor. Os exemplos químicos de fenômenos endotérmicos são mais raros, e, entre eles, podemos citar a conversão de grafite em diamante e a reação entre nitrato de amônio e hidróxido de bário hidratado. Quando um fenômeno endotérmico ocorre, há a diminuição de temperatura do meio reacional.

Para o caso de uma reação endotérmica, há uma energia armazenada (entalpia) nos reagentes. Como a reação absorve calor das suas vizinhanças, o qual é armazenado na forma de energia nas ligações entre os átomos (entalpia) nos produtos, haverá mais energia armazenada (entalpia) que no início. Observe o gráfico.

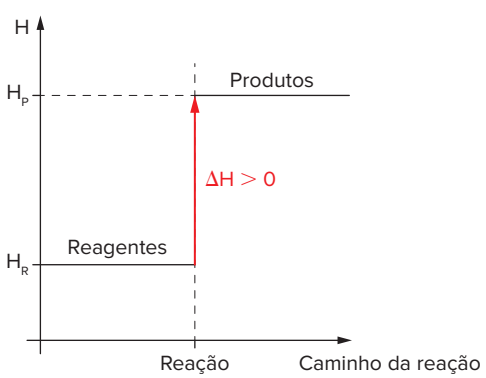


Gráfico da variação de entalpia ao longo do caminho da reação para um fenômeno endotérmico.

Note que:

- a variação de entalpia (ΔH) pode ser representada por uma seta que parte do patamar dos reagentes (H_R) e termina no patamar dos produtos (H_P). Como a seta está apontando para cima, o ΔH é positivo. Outra forma de verificar isso é por meio da seguinte equação:

$$\Delta H = H_P - H_R$$

Como, para reações endotérmicas, $H_P > H_R$, temos $\Delta H > 0$.

Para esse caso, também vale discutir a variação de temperatura que ocorre durante a reação química. Quando uma reação absorve calor, o meio reacional esfria. Entretanto, isso não ocorre à custa do aquecimento da reação. A energia absorvida do meio não será acumulada no sistema, na forma de energia térmica, mas sim de energia presente nas ligações químicas. Esse acúmulo de entalpia não gera aumento de temperatura; ele provoca a conversão de substâncias menos entálpicas (reagentes, que, nesse caso, guardam menos energia) em substâncias mais entálpicas (produtos, que, nesse caso, guardam mais energia).

Portanto, quando ocorre um fenômeno endotérmico, o meio reacional esfria – lembrando que o meio reacional compreende todo o conjunto formado por reagentes que ainda não reagiram, produtos que já foram formados e suas respectivas vizinhanças.

Equações termoquímicas

O calor trocado por uma reação química com seu meio reacional depende de vários fatores: estado físico das substâncias, formas alotrópicas, quantidade de reagentes e temperatura. É por isso que, para que um fenômeno termoquímico esteja corretamente descrito, é preciso que todas essas informações sejam fornecidas, caracterizando uma **equação termoquímica**.

Para todas as equações a seguir, foram consideradas temperatura e pressão nas condições ambientes (P = 1 atm e T = 25 °C), que são as condições-padrão termoquimicamente.

Veja o exemplo a seguir.

$$C(\text{grafite}) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g);\ \Delta H = -394\ \text{kJ/mol}$$

Essa equação representa a queima do carbono grafite. Sobre esse fenômeno, note que:

- todos os estados físicos e as formas alotrópicas são fornecidos, assim como a temperatura e a pressão (condições ambientes). Além disso, a variação de entalpia foi informada para uma quantidade bem determinada de substâncias, que é dada pelos coeficientes estequiométricos (valores em mols). O conjunto de todas essas informações caracteriza uma equação termoquímica;
- o ΔH dessa equação é negativo. Portanto, a reação é exotérmica, libera calor, e sua ocorrência torna o meio reacional mais quente;
- o ΔH é representado após a equação, separado dela por ponto e vírgula.

Também é comum a representação do calor trocado como se fosse reagente ou produto, embutido na própria equação, e não destacado, como na representação anterior. Dessa forma, como está sendo liberado, o calor deve ser representado nos produtos. A leitura mais apropriada seria a de que os reagentes geram produtos e calor. Assim:

$$C(grafite) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 394\ kJ$$

Vale ressaltar que o calor representado não é o ΔH da reação. É comum interpretar a equação dada como endotérmica. Entretanto, isso é um grave equívoco, uma vez que, quando o calor está inserido na equação ao lado dos produtos, a reação é exotérmica.

Ainda cabe uma última representação, menos comum, em que se passa o calor algebricamente para o membro dos reagentes com o sinal trocado:

$$C(grafite) + O_2(g) - 394\ kJ \rightarrow CO_2(g)$$

Portanto, existem três representações possíveis para fenômenos exotérmicos:

$$\begin{cases} \text{Reagentes} \longrightarrow \text{Produtos; } \Delta H < 0 \\ \text{Reagentes} \longrightarrow \text{Produtos} + \text{calor} \\ \text{Reagentes} - \text{calor} \longrightarrow \text{Produtos} \end{cases}$$

Observe outro exemplo:

$$N_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ NO(g);\ \Delta H = +180{,}3\ kJ$$

São apresentadas todas as informações necessárias para que se caracterize uma equação termoquímica. O sinal positivo do ΔH indica que a reação é endotérmica, ou seja, absorve calor e deixa o meio reacional mais frio.

Outra maneira de descrever esse fenômeno termoquímico é inserindo o calor trocado na própria equação. Como é absorvido pelos reagentes para gerar os produtos, o calor deve ser representado somado aos reagentes:

$$N_2(g) + O_2(g) + 180{,}3\ kJ \rightarrow 2\ NO(g)$$

Fazendo a manobra algébrica com o calor, obtemos outra forma de apresentar a equação, que é a menos comum:

$$N_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ NO(g) - 180{,}3\ kJ$$

Portanto, analogamente às reações exotérmicas, existem três representações possíveis para fenômenos endotérmicos:

$$\begin{cases} \text{Reagentes} \longrightarrow \text{Produtos; } \Delta H > 0 \\ \text{Reagentes} + \text{calor} \longrightarrow \text{Produtos} \\ \text{Reagentes} \longrightarrow \text{Produtos} - \text{calor} \end{cases}$$

Fatores que alteram o ΔH

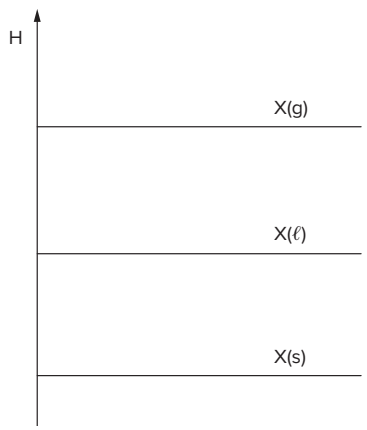
Estados físicos

Uma substância química que pode ser encontrada nos três estados diferentes da matéria armazena energias distintas. Isso ocorre porque cada um dos estados físicos apresenta diferentes intensidades de forças intermoleculares e diferentes energias cinéticas médias de suas partículas.

O estado gasoso é aquele que armazena mais energia, pois apresenta as partículas com as maiores energias cinéticas, e é também o estado que acumula a maior energia potencial, que se reflete nas forças intermoleculares mais fracas. De fato, é necessário fornecer energia para que um sistema no estado líquido passe para o estado gasoso. O estado sólido, por sua vez, é aquele que armazena a menor energia, pois apresenta as moléculas com as menores energias cinéticas e as menores energias potenciais, o que resulta nas forças intermoleculares mais fortes. O fato se comprova quando se percebe experimentalmente que a passagem do líquido para o sólido requer que se absorva (se retire) energia do sistema. Dessa forma:

$$H_{X(g)} > H_{X(\ell)} > H_{X(s)}$$

Graficamente, temos:



Comparação entre as entalpias de uma mesma substância química em três estados físicos distintos (fora de escala).

Duas observações merecem atenção:

- Só podemos estabelecer a comparação que determina que $H_{X(g)} > H_{X(\ell)} > H_{X(s)}$ quando se tratar da mesma substância em estados físicos distintos.
- A diferença entre a entalpia do líquido e do sólido é menor do que a diferença entre a entalpia do gás e do líquido. Isso ocorre porque a energia para se enfraquecer as forças intermoleculares (fusão) é menor do que para quebrar essas mesmas forças (ebulição).

Exercícios resolvidos

1. Para as reações exotérmicas representadas pelas equações termoquímicas a seguir, qual é a ordem crescente dos módulos das variações de entalpia?

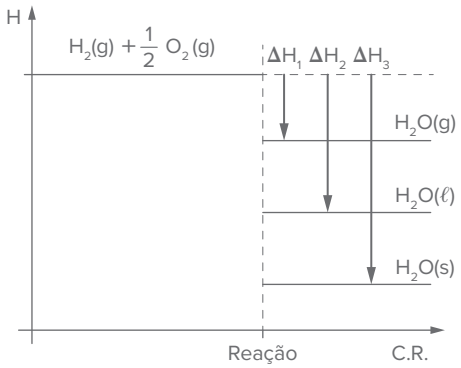
$$H_2(g) + \frac{1}{2}\,O_2(g) \rightarrow H_2O(g);\quad \Delta H_1$$

$$H_2(g) + \frac{1}{2}\,O_2(g) \rightarrow H_2O(\ell);\quad \Delta H_2$$

$$H_2(g) + \frac{1}{2}\,O_2(g) \rightarrow H_2O(s);\quad \Delta H_3$$

Resolução:

Para compreender esse tipo de problema, a melhor maneira é analisar o gráfico de entalpia *versus* caminho da reação. Como as reações são exotérmicas, o patamar dos reagentes deve ficar acima do patamar dos produtos. Em todas as reações, os reagentes são os mesmos. Apenas o produto difere quanto ao estado físico. Para analisar o gráfico, lembre-se de que o ΔH pode ser representado por uma seta que parte dos reagentes e chega aos produtos. Dessa forma, temos:



Com base no gráfico que compara os três valores de ΔH, podemos concluir que a ordem crescente de seus módulos é:

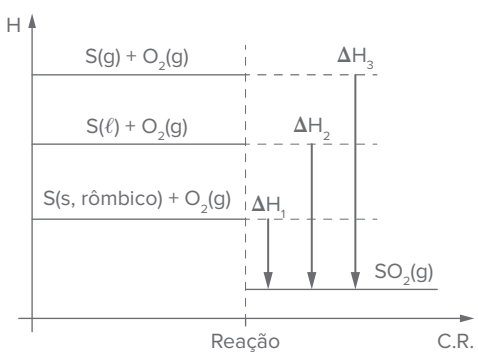
$|\Delta H_1| < |\Delta H_2| < |\Delta H_3|$

2. Para as reações exotérmicas representadas pelas equações termoquímicas a seguir, qual é a ordem crescente dos módulos das variações de entalpia?

$$S(s, \text{rômbico}) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g);\ \Delta H_1$$
$$S(\ell) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g);\ \Delta H_2$$
$$S(g) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g);\ \Delta H_3$$

Resolução:

Da mesma forma que no exercício anterior, é possível traçar o gráfico de entalpia *versus* caminho da reação. Como as reações são exotérmicas, o patamar dos reagentes deve ficar acima do patamar dos produtos. Em todas as reações, o produto é o mesmo. Apenas um dos reagentes difere quanto ao estado físico. Lembre-se de que, para uma mesma substância, a entalpia do gás é maior do que a do líquido, que, por sua vez, é maior do que a do sólido. Para analisar o gráfico, considere que o ΔH pode ser representado por uma seta que parte dos reagentes e chega aos produtos. Dessa forma, temos:



Com base no gráfico que compara os três valores de ΔH, podemos concluir que a ordem crescente de seus módulos é:

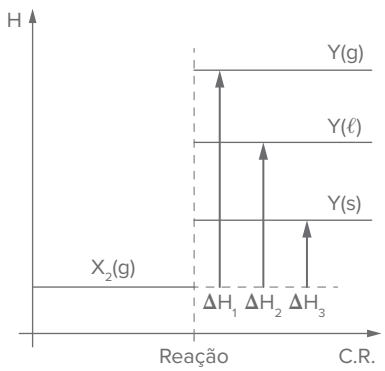
$|\Delta H_1| < |\Delta H_2| < |\Delta H_3|$

3. Para as reações endotérmicas representadas pelas equações termoquímicas a seguir, qual a ordem crescente dos módulos das variações de entalpia?

$$X_2(g) \rightarrow Y(g);\ \Delta H_1$$
$$X_2(g) \rightarrow Y(\ell);\ \Delta H_2$$
$$X_2(g) \rightarrow Y(s);\ \Delta H_3$$

Resolução:

Neste exercício, as reações dadas são endotérmicas. Portanto, o patamar dos reagentes deve ficar abaixo do patamar dos produtos. Em todas as reações, o reagente é o mesmo, e o produto difere quanto ao estado físico. Dessa forma, temos:



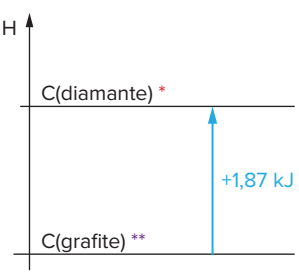
Com base no gráfico que compara os três valores de ΔH, podemos concluir que a ordem crescente de seus módulos é:

$|\Delta H_3| < |\Delta H_2| < |\Delta H_1|$

Formas alotrópicas

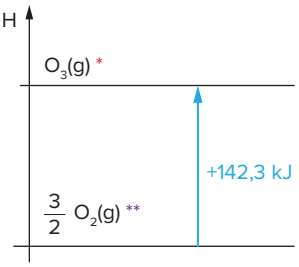
Alguns elementos químicos apresentam formas alotrópicas, que são diferentes substâncias simples formadas pelo mesmo elemento químico (assunto já estudado na Frente 2). São eles: carbono, oxigênio, fósforo e enxofre. Cada forma alotrópica tem uma entalpia diferente, e é importante conhecer quais são as formas alotrópicas mais entálpicas de cada elemento químico. Para isso, observe os gráficos a seguir.

I.

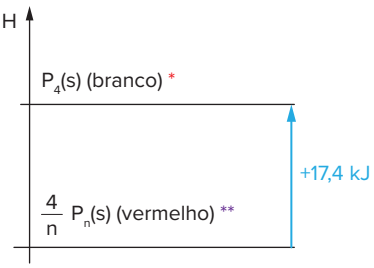


FRENTE 3

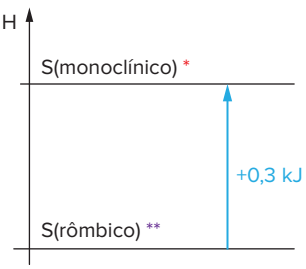
II.



III.



IV.



Comparação entre as entalpias de formas alotrópicas distintas dos elementos químicos carbono, oxigênio, fósforo e enxofre (fora de escala).

Podem ser feitas algumas observações importantes sobre esses gráficos:

- Nem todas as fórmulas alotrópicas existentes estão representadas. Faltam, por exemplo, formas do carbono, como o fulereno e o grafeno, além do fósforo preto e do violeta. Entretanto, para o estudo da Termoquímica, só é pertinente lidar com as formas alotrópicas presentes nos gráficos anteriores.
- Note que as diferenças de entalpia entre as formas alotrópicas de cada elemento químico estão na seguinte ordem decrescente: oxigênio, fósforo, carbono e enxofre.
- As formas alotrópicas mais entálpicas estão marcadas com um asterisco e são, entre as que foram representadas, as mais instáveis e as menos abundantes na natureza. Da mesma maneira, vale o inverso para as formas alotrópicas marcadas com dois asteriscos, que são as mais estáveis.

Exercício resolvido

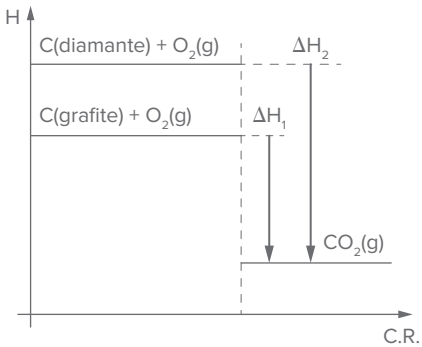
4. Para as reações exotérmicas representadas pelas equações termoquímicas a seguir, qual é a ordem crescente dos módulos das variações de entalpia?

$$C(\text{grafite}) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g);\ \Delta H_1$$

$$C(\text{diamante}) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g);\ \Delta H_2$$

Resolução:

A técnica de resolução utilizada aqui é a mesma para o caso de diferenças em estados físicos: a análise do gráfico. Nesse exercício, as reações são exotérmicas. O produto das duas reações é o mesmo, e a diferença entre os reagentes está na forma alotrópica. Lembrando que o carbono diamante é mais entálpico que o carbono grafite, temos:



Com base no gráfico que compara os dois valores de ΔH, podemos concluir que a ordem crescente de seus módulos é:

$|\Delta H_1| < |\Delta H_2|$

Quantidade de substâncias

Essa é a influência mais intuitiva no ΔH de uma reação. Para entendê-la, é possível considerar o seguinte exemplo: se a queima de um saco de carvão libera determinada quantidade de calor, a queima de dois sacos de carvão vai liberar o dobro de calor. Isto é, a quantidade de calor trocada, seja absorvida, seja liberada, é diretamente proporcional à quantidade de substâncias que participam da reação.

Também é importante ressaltar que, se uma reação no sentido direto libera calor, a mesma reação no sentido inverso vai absorver calor e vice-versa.

Observe os casos a seguir:

I. $C(\text{grafite}) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g);\ \Delta H = -394\ kJ$

II. $2\ C(\text{grafite}) + 2\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g);\ \Delta H = 2 \cdot (-394\ kJ)$

III. $4\ CO_2(g) \rightarrow 4\ C(\text{grafite}) + 4\ O_2(g);\ \Delta H = 4 \cdot (+394\ kJ)$

A equação II tem o dobro de substâncias, em mols, da equação I. Portanto, o ΔH teve de ser multiplicado por 2. Do mesmo modo, a equação III tem o quádruplo de substâncias, em mols, da equação I; portanto, ΔH teve de ser multiplicado por 4. Além disso, a equação III está invertida em relação à equação I e, por isso, teve o sinal do ΔH trocado.

Logo, é possível estabelecer as seguintes relações:

Se multiplicarmos as quantidades de uma equação por *x*, o ΔH deverá ser multiplicado também por *x*.
Se invertermos uma equação termoquímica, devemos trocar o sinal do ΔH.

Exercício resolvido

5. A reação de queima completa da glicose, que representa a reação global do processo de respiração celular por meio do qual obtemos energia, pode ser descrita pela seguinte equação termoquímica:

$$C_6H_{12}O_6(aq) + 6\ O_2(s) \rightarrow 6\ CO_2(g) + 6\ H_2O(\ell);\quad \Delta H = -2\,805\ kJ/mol\ de\ glicose$$

Sabendo que o processo de fotossíntese é o inverso do processo global da respiração, qual é o valor do ΔH para a obtenção de 48 g de gás oxigênio obtido por fotossíntese?

Dado: massa molar em g/mol: (O = 16).

Resolução:

Pela equação termoquímica fornecida, podemos estabelecer a seguinte regra de três:

$$\left.\begin{array}{l} 6\ mol\ de\ O_2 \text{ — } \Delta H = -2\,805\ kJ \\ 6 \cdot 32\ g\ de\ O_2 \text{ — } \Delta H = -2\,805\ kJ \\ 48\ g\ de\ O_2 \text{ — } x \end{array}\right\} \Rightarrow x = -701{,}25\ kJ$$

Entretanto, como o processo de fotossíntese é o inverso do processo global da respiração, o ΔH do processo pedido, para a quantidade pedida, é ΔH = +701,25 kJ.

Temperatura

A influência da temperatura é pequena e difícil de ser calculada. A mudança do ΔH por meio de mudança de temperatura se dá segundo a lei de Kirchhoff, que não é objeto do nosso estudo. No momento, basta saber que, se a determinada temperatura T_1 uma reação tem variação de entalpia ΔH_1, então a mesma reação em uma temperatura T_2, diferente de T_1, terá uma variação de entalpia ΔH_2 e diferente de ΔH_1.

Lei de Hess

O suíço Germain Henry Hess (1802-1850) foi químico, médico, geólogo, autor de livros e um professor bastante respeitado na Rússia, onde lecionava, em São Petersburgo. Em 1840, formulou a lei que o tornou célebre, cujo enunciado é:

> O ΔH de uma reação só depende de seus estados inicial e final e independe de seus estados intermediários.

Para compreender esse enunciado de forma mais clara, podemos interpretá-lo como uma lei de conservação de energia para fenômenos químicos. Segundo essa lei, nas mesmas condições, uma reação tem troca de calor constante, independentemente do número de etapas em que ela ocorre. Assim, durante as etapas em que um fenômeno ocorre, a energia não pode ser criada nem destruída, apenas convertida em outras formas de energia.

Desse modo, ao somar todas as etapas de um processo para encontrar sua reação global, devemos somar as energias trocadas com o meio externo para encontrar a variação de entalpia global do processo. Veja o exemplo a seguir.

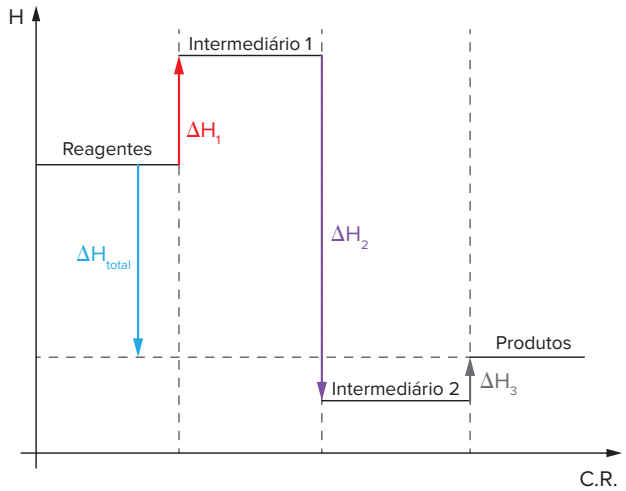


Gráfico da variação de entalpia ao longo do caminho da reação para um fenômeno que ocorre em diversas etapas.

$$\left\{\begin{array}{l} \text{reagentes} \rightarrow \cancel{\text{intermediário 1}};\ \Delta H_1 \\ \cancel{\text{intermediário 1}} \rightarrow \cancel{\text{intermediário 2}};\ \Delta H_2 \\ \cancel{\text{intermediário 2}} \rightarrow \text{produtos};\ \Delta H_3 \end{array}\right.$$

$$\text{reagentes} \rightarrow \text{produtos};\ \Delta H_{total} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

Com base no que foi exposto, podemos concluir que a lei de Hess apresenta uma importante consequência, que será bastante útil para resolver problemas: **as equações termoquímicas podem ser tratadas como equações matemáticas**. Ou seja, ao multiplicar uma equação termoquímica, devemos multiplicar seu ΔH pelo mesmo número; ao inverter uma equação termoquímica, devemos trocar o sinal do ΔH; ao somar equações termoquímicas, devemos somar seus respectivos valores de ΔH.

Exercícios resolvidos

6. São dadas as seguintes equações termoquímicas:

$$C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(\ell);\quad \Delta H_1 = -2\,220\ kJ/mol$$

$$C(grafite) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g);\quad \Delta H_2 = -394\ kJ/mol$$

$$H_2(g) + \frac{1}{2}\ O_2(g) \rightarrow H_2O(\ell);\quad \Delta H_3 = -286\ kJ/mol$$

Qual é a variação de entalpia da reação de equação mostrada a seguir?

$$3\ C(grafite) + 4\ H_2(g) \rightarrow C_3H_8(g)$$

FRENTE 3

Resolução:

Inicialmente, vamos numerar as equações:

$C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(\ell)$; $\Delta H_1 = -2\,220$ kJ/mol (I)

$C(grafite) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$; $\Delta H_2 = -394$ kJ/mol (II)

$H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(\ell)$; $\Delta H_3 = -286$ kJ/mol (III)

Para chegar à equação principal do problema, $3\ C(grafite) + 4\ H_2(g) \rightarrow C_3H_8(g)$, devemos realizar algumas operações matemáticas com as equações dadas.

I. Inverter a equação (I) para que o C_3H_8 que está nos reagentes passe para os produtos, como na equação principal.

II. Multiplicar (II) por 3 para que o C(grafite) dos reagentes, que está na quantidade de 1 mol, passe para a quantidade de 3 mol, como na equação principal.

III. Multiplicar (III) por 4 para que o $H_2(g)$ dos reagentes, que está na quantidade de 1 mol, passe para a quantidade de 4 mol, como na equação principal.

Assim, teremos:

$\begin{cases} 3\ \cancel{CO_2(g)} + 4\ \cancel{H_2O(\ell)} \rightarrow C_3H_8(g) + 5\ \cancel{O_2(g)} & \Delta H_1 = +2\,220\ kJ/mol \\ 3\ C(grafite) + 3\ \cancel{O_2(g)} \rightarrow 3\ \cancel{CO_2(g)} & \Delta H_2 = 3 \cdot (-394)\ kJ/mol \\ 4\ H_2(g) + 2\ \cancel{O_2(g)} \rightarrow 4\ \cancel{H_2O(\ell)} & \Delta H_3 = 4 \cdot (-286)\ kJ/mol \end{cases}$

$3\ C(grafite) + 4\ H_2(g) \rightarrow C_3H_8(g)$ $\Delta H_{global} = -106$ kJ/mol

7. São dadas as seguintes equações termoquímicas:

$C\ell_2(g) + 2\ KBr(aq) \rightarrow Br_2(aq) + 2\ KC\ell(aq)$; $\Delta H_1 = -96,2$ kJ

$H_2(g) + C\ell_2(g) \rightarrow 2\ HC\ell(g)$; $\Delta H_2 = -184$ kJ

$HC\ell(aq) + KOH(aq) \rightarrow KC\ell(aq) + H_2O(\ell)$; $\Delta H_3 = -57,3$ kJ

$HBr(aq) + KOH(aq) \rightarrow KBr(aq) + H_2O(\ell)$; $\Delta H_4 = -57,3$ kJ

$HC\ell(g) \rightarrow HC\ell(aq)$; $\Delta H_5 = -77,0$ kJ

$Br_2(\ell) \rightarrow Br_2(aq)$; $\Delta H_6 = -4,2$ kJ

$HBr(g) \rightarrow HBr(aq)$; $\Delta H_7 = -79,9$ kJ

Qual é a variação de entalpia da reação de equação mostrada a seguir?

$$H_2(g) + Br_2(\ell) \rightarrow 2\ HBr(g)$$

Resolução:

Inicialmente, vamos numerar as equações de I a VII:

$C\ell_2(g) + 2\ KBr(aq) \rightarrow Br_2(aq) + 2\ KC\ell(aq)$; $\Delta H_1 = -96,2$ kJ (I)

$H_2(g) + C\ell_2(g) \rightarrow 2\ HC\ell(g)$; $\Delta H_2 = -184$ kJ (II)

$HC\ell(aq) + KOH(aq) \rightarrow KC\ell(aq) + H_2O(\ell)$; $\Delta H_3 = -57,3$ kJ (III)

$HBr(aq) + KOH(aq) \rightarrow KBr(aq) + H_2O(\ell)$; $\Delta H_4 = -57,3$ kJ (IV)

$HC\ell(g) \rightarrow HC\ell(aq)$; $\Delta H_5 = -77,0$ kJ (V)

$Br_2(\ell) \rightarrow Br_2(aq)$; $\Delta H_6 = -4,2$ kJ (VI)

$HBr(g) \rightarrow HBr(aq)$; $\Delta H_7 = -79,9$ kJ (VII)

Para chegar à equação principal do problema, devemos realizar algumas operações matemáticas com as equações dadas. São elas:

1. Basta repetir as equações (II) e (VI) para que $H_2(g)$ e $Br_2(\ell)$ fiquem nos reagentes, como na equação principal.
2. A equação (VII) deve ser invertida e multiplicada por 2 para que se tenha 2 HBr(g) nos produtos, como na equação principal.
3. Para cancelar o $Br_2(aq)$ que aparece na equação (VI) nos produtos, mas não aparece na equação principal, devemos ter outro $Br_2(aq)$ nos reagentes, o que é obtido ao invertermos a equação (I).
4. Com a inversão da equação (I), aparecem 2 KBr(aq) nos produtos e 2 $KC\ell(aq)$ nos reagentes, que devem ser cancelados, porque não aparecem na equação principal. Para tanto, devemos multiplicar as equações (III) e (IV) por 2 e inverter a equação (IV).
5. Devemos, então, multiplicar a equação (V) por 2 para cancelar 2 $HC\ell(g)$ nos produtos da equação (II).

Assim, teremos:

~~$1\,Br_2(aq)$~~ + ~~$2\,KC\ell(aq)$~~ → ~~$1\,C\ell_2(g)$~~ + ~~$2\,KBr(aq)$~~	$\Delta H_1 = +96{,}2$ kJ
$H_2(g)$ + ~~$1\,C\ell_2(g)$~~ → ~~$2\,HC\ell(g)$~~	$\Delta H_2 = -184$ kJ
~~$2\,HC\ell(aq)$~~ + ~~$2\,KOH(aq)$~~ → ~~$2\,KC\ell(aq)$~~ + ~~$2\,H_2O(\ell)$~~	$\Delta H_3 = 2 \cdot (-57{,}3$ kJ)
~~$2\,KBr(aq)$~~ + ~~$2\,H_2O(\ell)$~~ → ~~$2\,HBr(aq)$~~ + ~~$2\,KOH(aq)$~~	$\Delta H_4 = 2 \cdot (+57{,}3$ kJ)
~~$2\,HC\ell(g)$~~ → ~~$2\,HC\ell(aq)$~~	$\Delta H_5 = 2 \cdot (-77{,}0$ kJ)
$Br_2(\ell)$ → ~~$1\,Br_2(aq)$~~	$\Delta H_6 = -4{,}2$ kJ
~~$2\,HBr(aq)$~~ → 2 HBr(g)	$\Delta H_7 = 2 \cdot (+79{,}9$ kJ)
$H_2(g) + Br_2(\ell) \rightarrow 2\,HBr(g)$	$\Delta H_{global} = -86{,}2$ kJ

Em alguns casos, os problemas envolvendo o uso da lei de Hess, bem como outros conceitos futuros, citam alguns tipos especiais de ΔH. São eles:

- **ΔH de combustão:** (ΔH°_{comb})
  É o calor liberado na reação de combustão completa de 1 mol de uma substância, utilizando $O_2(g)$ como comburente, nas condições-padrão termoquimicamente
- **ΔH de neutralização:** ($\Delta H^\circ_{neutralização}$)
  É o calor liberado na reação de neutralização entre $H^+(aq)$ e $OH^-(aq)$, com formação de 1 mol de $H_2O(\ell)$. A equação termoquímica representativa do processo é dada por:

  $H^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(\ell)$; $\Delta H = -13{,}8$ kcal/mol

  Quando a reação ocorre entre um ácido forte e uma base forte, resultando em um sal solúvel em água, o único fenômeno termoquimicamente ativo no processo é o da equação mostrada. Isso porque os íons formadores do sal já existiam antes de a reação ocorrer e são, portanto, termoquimicamente inertes, pois são íons espectadores.
- **ΔH de dissolução:** (ΔH°_{diss})
  É o calor envolvido na dissolução total de 1 mol de uma substância (geralmente em água), nas condições-padrão termoquimicamente

Entalpia de formação

Uma reação de formação, do ponto de vista termoquímico, é aquela em que se forma **1 mol** de determinada substância, partindo-se de substâncias simples nas suas formas mais estáveis, nas condições termoquimicamente padrão (P = 1 atm e T = 25 °C). Em grande parte dos casos, é bastante intuitivo saber qual é o modo mais estável de cada elemento químico na forma de sua respectiva substância simples. O quadro a seguir traz alguns exemplos.

Elemento químico	Substância simples mais estável
H	$H_2(g)$
F	$F_2(g)$
$C\ell$	$C\ell_2(g)$
Br	$Br_2(\ell)$
I	$I_2(s)$
O	$O_2(g)$
S	S(s, rômbico)
N	$N_2(g)$
C	C(grafite)
Fe	Fe(s)
Zn	Zn(s)
Hg	$Hg(\ell)$

As substâncias simples nas suas formas mais estáveis para os principais elementos químicos.

Note que, para os metais, a substância simples na sua forma mais estável é o próprio metal no estado sólido. A exceção é o mercúrio, cuja forma mais estável é o metal no estado líquido.

Saiba mais

O caso do fósforo é uma exceção. Por mais que sua forma mais estável seja o fósforo vermelho, adotou-se como substância simples padrão o fósforo branco, de fórmula P_4(s, branco).

Exercício resolvido

8. Escreva as equações que representam as reações de formação termoquímica das seguintes substâncias:

a) $H_2SO_4(\ell)$ **d)** $A\ell_2(CO_3)_3$(s) **g)** O_2(g)

b) $HNO_3(\ell)$ **e)** O_3(g)

c) $C_6H_{12}O_6$(s) **f)** C(grafite)

Resolução:

As reações de formação termoquímica são aquelas em que se forma 1 mol de uma substância derivada das substâncias simples em suas formas mais estáveis.

a) $H_2(g) + S(s, \text{rômbico}) + 2\ O_2(g) \rightarrow H_2SO_4(\ell)$

b) $\frac{1}{2}\ H_2(g) + \frac{1}{2}\ N_2(g) + \frac{3}{2}\ O_2(g) \rightarrow HNO_3(\ell)$

c) $6\ C(\text{grafite}) + 6\ H_2(g) + 3\ O_2(g) \rightarrow C_6H_{12}O_6(s)$

d) $2\ A\ell(s) + 3\ C(\text{grafite}) + \frac{9}{2}\ O_2(g) \rightarrow A\ell_2(CO_3)_3(s)$

e) $\frac{3}{2}\ O_2(g) \rightarrow O_3(g)$

f) $C(\text{grafite}) \rightarrow C(\text{grafite})$

g) $O_2(g) \rightarrow O_2(g)$

Nessa resolução, vale ressaltar alguns pontos:

- Por vezes, na tentativa de eliminar coeficientes fracionários, é comum multiplicar a equação por algum número. Isso é um equívoco, porque a reação só pode ser chamada de formação se produzir **1 mol** do produto.
- Quando se faz a reação de formação de uma substância simples em sua forma mais estável, note que não ocorre nenhuma transformação, portanto não há troca de calor.

Define-se ΔH de formação como o calor trocado em uma reação de formação. Representa-se esse tipo de ΔH por ΔH_f°. O símbolo sobrescrito indica que a reação de formação foi realizada nas condições-padrão. Portanto:

$H_2(g) + S(s, \text{rômbico}) + 2\ O_2(g) \rightarrow H_2SO_4(\ell)$; $\Delta H^\circ_{f,\ H_2SO_4(\ell)}$

$\frac{1}{2}\ H_2(g) + \frac{1}{2}\ N_2(g) + \frac{3}{2}\ O_2(g) \rightarrow HNO_3(\ell)$; $\Delta H^\circ_{f,\ HNO_3(\ell)}$

$6\ C(\text{grafite}) + 6\ H_2(g) + 3\ O_2(g) \rightarrow C_6H_{12}O_6(s)$; $\Delta H^\circ_{f,\ C_6H_{12}O_6(s)}$

$2\ A\ell(s) + 3\ C(\text{grafite}) + \frac{9}{2}\ O_2(g) \rightarrow A\ell_2(CO_3)_3(s)$; $\Delta H^\circ_{f,\ A\ell_2(CO_3)_3(s)}$

$\frac{3}{2}\ O_2(g) \rightarrow O_3(g)$; $\Delta H^\circ_{f,\ O_3(g)}$

$C(\text{grafite}) \rightarrow C(\text{grafite})$; $\Delta H^\circ_{f,\ C(\text{grafite})} = 0$

$O_2(g) \rightarrow O_2(g)$; $\Delta H^\circ_{f,\ O_2(g)} = 0$

Com base na definição de reação de formação e de H_f°, realizou-se uma manobra muito importante para se contornar o problema referente ao fato de que a entalpia é uma grandeza que não pode ser medida. Como todas as variações de entalpia podem ser medidas, mas não se pode determinar a entalpia absoluta de nenhum ente químico, arbitrou-se, para um grupo de substâncias, o valor de entalpia zero, e todas as outras entalpias foram medidas em relação a esse padrão adotado. Em outras palavras, criaram-se valores relativos de entalpia, cujas diferenças são as mesmas das entalpias absolutas. O padrão adotado segue esta regra:

As substâncias de entalpia relativa nula são aquelas cuja variação de entalpia de formação é nula.

Na prática, apresentam entalpia relativa nula todas as substâncias simples em suas formas mais estáveis. Como esse conceito se baseia nas reações de formação, essa entalpia relativa passou a ser chamada de **entalpia de formação**.

Nas reações de formação, podemos escrever:

$$\Delta H^\circ_{f,\ X} = H^\circ_{f,\ \text{produtos}} - H^\circ_{f,\ \text{reagentes}}$$

Em uma reação de formação, o único produto formado é 1 mol de X, e os reagentes são todos substâncias simples em suas formas mais estáveis, cuja entalpia de formação é nula. Assim:

$$\Delta H^\circ_{f,\ X} = H^\circ_{f,\ \text{produtos}} - H^\circ_{f,\ \text{reagentes}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \Delta H^\circ_{f,\ X} = H^\circ_{f,\ X} - 0 \Rightarrow \Delta H^\circ_{f,\ X} = H^\circ_{f,\ X}$$

Portanto, podemos concluir que:

- A entalpia de formação de substâncias simples em suas formas mais estáveis é zero.
- A entalpia de formação de todas as outras substâncias é o próprio calor trocado na sua reação de formação termoquímica.

Exercícios resolvidos

9. Calcule a variação de entalpia da reação de equação:

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(\ell)$$

▶ **Dados:** $\Delta H^\circ_{f,CH_4(g)} = -75$ kJ; $\Delta H^\circ_{f,\ CO_2(g)} = -394$ kJ; $\Delta H^\circ_{f,\ H_2O(\ell)} = -286$ kJ.

Resolução:

Como $\Delta H^\circ_{f,\ X} = H^\circ_{f,\ X}$, então podemos escrever:

$$\underbrace{\underbrace{CH_4(g)}_{-75\ kJ} + \underbrace{2\ O_2(g)}_{0}}_{H_R = -75\ kJ} \rightarrow \underbrace{\underbrace{CO_2(g)}_{-394\ kJ} + \underbrace{2\ H_2O(\ell)}_{2\cdot(-286)\ kJ}}_{H_P = -966\ kJ}$$

Note que, como a entalpia de formação é para 1 mol do composto, quando há x mol, a entalpia do conjunto é a entalpia de formação do composto multiplicada por x. Foi o que ocorreu com a água nesse problema. Como $\Delta H = H_P - H_R \Rightarrow \Delta H = (-966) - (-75) \Rightarrow \Delta H = -891$ kJ.

10. A reação de obtenção metalúrgica do ferro pode ser equacionada da seguinte forma:

$$Fe_2O_3(s) + 3\ CO(g) \rightarrow 2\ Fe(s) + 3\ CO_2(g)$$

Qual é a variação de entalpia dessa reação?

▶ **Dados:** $\Delta H^\circ_{f,Fe_2O_3(s)} = -822$ kJ; $\Delta H^\circ_{f,CO_2(g)} = -394$ kJ; $\Delta H^\circ_{f,CO(g)} = -110$ kJ.

Resolução:

Como $\Delta H^\circ_{f,\ X} = H^\circ_{f,\ X}$, então podemos escrever:

$$\underbrace{\underbrace{Fe_2O_3(s)}_{-822\ kJ} + \underbrace{3\ CO(g)}_{3\cdot(-110)\ kJ}}_{H_R = -1\,152\ kJ} \rightarrow \underbrace{\underbrace{2\ Fe(s)}_{0} + \underbrace{3\ CO_2(g)}_{3\cdot(-394)\ kJ}}_{H_P = -1\,182\ kJ}$$

Note que, como Fe(s) é a substância simples do ferro na sua forma mais estável, sua entalpia de formação é zero. Assim:

$\Delta H = H_P - H_R \Rightarrow \Delta H = (-1182) - (-1152) \Rightarrow \Delta H = -30$ kJ

A seguir, é mostrado um quadro com as entalpias de formação de algumas das principais substâncias químicas. Note que o hidrogênio é o único elemento químico com dois entes químicos com entalpia de formação nula: o $H_2(g)$ e o $H^+(aq)$.

Substância	Fórmula	ΔH°_f (kJ/mol)
Ácido benzoico	$C_7H_6O_2(s)$	−385,2
Ácido bromídrico	HBr(g)	−36,3
Ácido cianídrico	HCN(g)	130,5
Ácido clorídrico	HCℓ(g)	−92,3
Ácido fluorídrico	HF(g)	−269,0
Ácido fosfórico	$H_3PO_4(\ell)$	−1 288,0
Ácido iodídrico	HI(g)	26,5
Ácido sulfídrico	$H_2S(g)$	−20,6
Ácido sulfúrico	$H_2SO_4(\ell)$	−814,0
Água líquida	$H_2O(\ell)$	−285,5
Água gasosa	$H_2O(g)$	−241,8
Água oxigenada	$H_2O_2(\ell)$	−187,8
Amônia	$NH_3(g)$	−45,9
Benzeno	$C_6H_6(\ell)$	49,0
Brometo de potássio	KBr(s)	−392,2
Brometo de prata	AgBr(s)	−99,5
Carbeto de cálcio	$CaC_2(s)$	−59,8
Carbonato de bário	$BaCO_3(s)$	−1 213,0
Carbonato de cálcio	$CaCO_3(s)$	−1 207,6
Carbonato de magnésio	$MgCO_3(s)$	−1 095,8
Carbonato de sódio	$Na_2CO_3(s)$	−1 130,8
Clorato de potássio	$KC\ell O_3(s)$	−391,4
Cloreto de alumínio	$AlC\ell_3(s)$	−705,6
Cloreto de amônio	$NH_4C\ell(s)$	−314,6
Cloreto de bário	$BaC\ell_2(s)$	−858,6
Cloreto de cálcio	$CaC\ell_2(s)$	−795,8
Cloreto de magnésio	$MgC\ell_2(s)$	−641,8
Cloreto de potássio	KCℓ(s)	−436,7
Cloreto de prata	AgCℓ(s)	−127,0
Cloreto de sódio	NaCℓ(s)	−411,1
Cloreto de zinco	$ZnC\ell_2(s)$	−415,1
Cloreto férrico	$FeC\ell_3(s)$	−399,5
Clorofórmio	$CHC\ell_3(\ell)$	−134,5
Diamante	C(diam.)	1,8
Dióxido de carbono	$CO_2(g)$	−393,5
Dióxido de enxofre	$SO_2(g)$	−296,8
Dióxido de nitrogênio	$NO_2(g)$	33,2
Etanol	$C_2H_5OH(\ell)$	−277,0
Fluoreto de potássio	KF(s)	−562,6
Fluoreto de sódio	NaF(s)	−569,0
Glicose	$C_6H_{12}O_6(s)$	−1 271,0
Hidróxido de bário	$Ba(OH)_2(s)$	−944,7
Hidróxido de cálcio	$Ca(OH)_2(s)$	−986,1
Hidróxido de sódio	NaOH(s)	−425,9
Metano	$CH_4(g)$	−74,9
Metanol	$CH_3OH(\ell)$	−238,4
Monóxido de carbono	CO(g)	−110,5
Monóxido de nitrogênio	NO(g)	90,3
Nitrato de sódio	$NaNO_3(s)$	−424,8
Óxido de alumínio	$Al_2O_3(s)$	−1 669,8
Óxido de bário	BaO(s)	−548,1
Óxido de cálcio	CaO(s)	−635,1
Óxido férrico	$Fe_2O_3(s)$	−826,0
Óxido de magnésio	MgO(s)	−601,2
Óxido de manganês(IV)	$MnO_2(s)$	−519,7
Óxido de mercúrio	HgO(s)	−90,8
Óxido de prata	$Ag_2O(s)$	−31,1
Óxido de silício	$SiO_2(s)$	−910,9
Óxido de sódio	$Na_2O(s)$	−414,2
Óxido de zinco	ZnO(s)	−348,0
Óxido nitroso	$N_2O(g)$	82,1
Ozônio	$O_3(g)$	143,0
Sulfato de bário	$BaSO_4(s)$	−1 473,2
Sulfato de cálcio	$CaSO_4(s)$	−1 434,5
Sulfato de chumbo(II)	$PbSO_4(s)$	−920,0
Sulfato de magnésio	$MgSO_4(s)$	−1 278,2
Sulfeto de chumbo(II)	PbS(s)	−100,0
Sulfeto de mercúrio	HgS(s)	−58,2
Sulfeto de prata	$Ag_2S(s)$	−31,8
Tetracloreto de carbono	$CC\ell_4(\ell)$	−139,5
Tetracloreto de silício	$SiC\ell_4(\ell)$	−640,1
Tetróxido de dinitrogênio	$N_2O_4(g)$	9,2
Tricloreto de fósforo	$PC\ell_3(\ell)$	−320,0
Íon hidrogênio	$H^+(aq)$	0
Fósforo branco	P(s, branco)	0

HAYNES, W. M. (ed.). *Handbook of Chemistry and Physicis*. 95. ed. Boca Raton: Taylor & Francis Group, 2014.

Entalpias de formação de substâncias nas condições-padrão termoquimicamente.

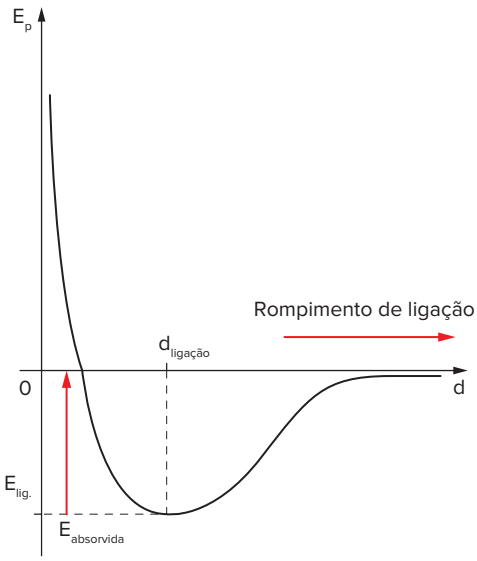
Energia de ligação (E.L.)

Energia de ligação é a energia necessária para se romper 1 mol de determinada ligação interatômica, a fim de se obterem átomos isolados no estado gasoso.

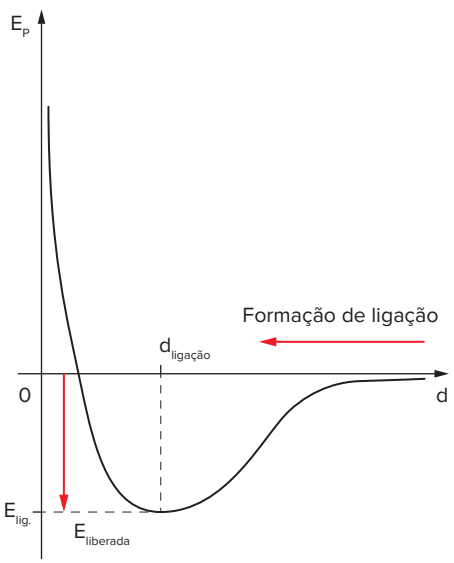
Essa definição pode ser equacionada da seguinte forma:

$$X - Y(g) + (\text{energia de ligação})_{X-Y} \rightarrow X(g) + Y(g)$$

Portanto, segundo a definição e sua representação na forma de equação, quando uma ligação interatômica é rompida, a energia é absorvida. Logo, quando uma ligação é formada, a partir de átomos isolados no estado gasoso, a energia é liberada. A liberação e a absorção de energia são mostradas em gráficos de energia potencial *versus* distância entre os átomos (como estudado em ligações químicas, na Frente 1), conforme podemos ver a seguir.



Ao se romper uma ligação, os átomos partem da $d_{ligação}$ em direção à distância infinita. A energia é absorvida e chamada de energia de ligação.



Ao se formar uma ligação de átomos isolados, parte-se da distância infinita e termina-se na $d_{ligação}$. A energia é liberada e chamada de energia de ligação.

Os valores de energia de ligação não precisam ser memorizados, já que sempre serão devidamente fornecidos. A seguir, é disponibilizado um quadro com energias de ligação entre vários pares de átomos.

Ligações simples	ΔH° (kJ/mol)	Ligações simples	ΔH° (kJ/mol)
H–H	436	C–N	293
C–C	347	C–O	351
N–N	159	C–S	259
O–O	138	C–F	439
S–S	213	C–Cℓ	330
F–F	159	C–Br	276
Cℓ–Cℓ	243	C–I	238
Br–Br	192	N–O	201
I–I	151	N–F	272
H–C	414	N–Cℓ	201
H–N	389	N–Br	243
H–O	464	O–F	184
H–P	318	O–Cℓ	205
H–S	339	O–I	201
H–F	569	S–P	230
H–Cℓ	431	S–F	285
H–Br	368	S–Cℓ	251
H–I	297	S–Br	213

Ligações duplas	ΔH° (kJ/mol)
C=C	611
O=O	498
N=N	456
C=O(CO_2)	803
C=O	745
S=O	535

Ligações triplas	ΔH° (kJ/mol)
C≡C	837
N≡N	946
C≡O	1 078
C≡N	891

HAYNES, W. M. (ed.). *Handbook of Chemistry and Physicis*. 95. ed. Boca Raton: Taylor & Francis Group, 2014.

Energias de ligação para vários pares de átomos.

A seguir são listadas algumas considerações sobre como os valores de energia de ligação variam:

- A energia de ligação entre dois átomos quaisquer X e Y decresce na seguinte ordem:

$$(\text{E.L.})_{X\equiv Y} > (\text{E.L.})_{X=Y} > (\text{E.L.})_{X-Y}$$

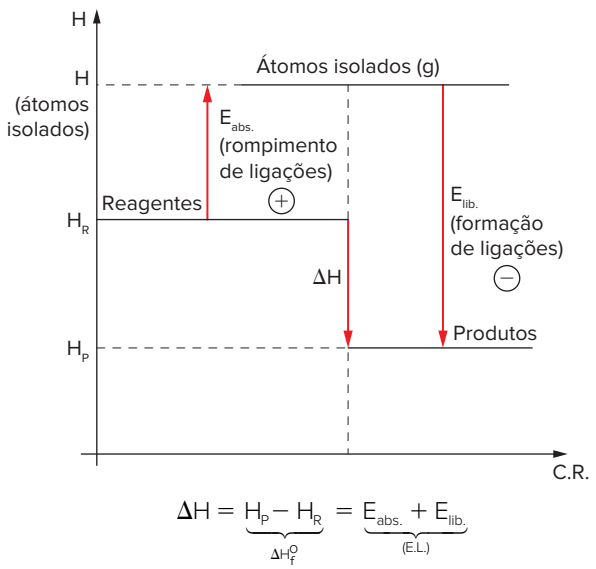
  Isso ocorre porque um maior número de interações entre os átomos dificulta o rompimento de ligação. Além disso, quanto maior for o número de ligações entre dois átomos, menor será a distância entre eles e a força da ligação, tornando-a mais difícil de ser rompida. Note como isso se verifica para os pares carbono-carbono, nitrogênio-nitrogênio e carbono-oxigênio.
- Em geral, quanto menor for a distância de ligação, mais forte e mais difícil de ser rompida ela será. Observe os pares H – F, H – Cℓ, H – Br e H – I. No entanto, cabe observar que essa é uma tendência geral, mas que não ocorre sempre.

- Observe que, para a ligação C═O, há dois valores distintos: 803 para o CO_2 e 745 para os demais compostos. Isso acontece porque, devido à ressonância que ocorre no CO_2, a ligação se torna mais forte e requer mais energia para ser rompida.

Em uma reação química, analisando as ligações existentes, os reagentes devem ter suas ligações rompidas para formar os átomos isolados no estado gasoso. Esse fenômeno absorve energia. Posteriormente, os átomos isolados no estado gasoso formam novas ligações químicas (diferentes das que havia nos reagentes), em um fenômeno que libera energia. A variação de entalpia de uma reação, com base nas energias de ligação, deve ser calculada da seguinte forma:

$$\Delta H_{reação} = \underbrace{\Delta H_{absorvido,\ reagentes}}_{\text{valor positivo}} + \underbrace{\Delta H_{liberado,\ produtos}}_{\text{valor negativo}}$$

Mas e se o cálculo for feito por meio de $\Delta H = H_P - H_R$ a partir dos valores de energia de ligação? Então, estará errado. A energia absorvida pelos reagentes para formar átomos isolados no estado gasoso não tem relação com a entalpia dos reagentes, assim como a energia liberada para formar os produtos de átomos isolados no estado gasoso não tem relação com a entalpia dos produtos. Observe o gráfico a seguir.



$$\Delta H = \underbrace{H_P - H_R}_{\Delta H_f^0} = \underbrace{E_{abs.} + E_{lib.}}_{\text{(E.L.)}}$$

Gráfico mostrando as diferenças entre entalpias de formação e energias de ligação.

Atenção

O ΔH de uma reação pode ser calculado de três maneiras distintas. São elas:

1. Manipulação matemática de equações termoquímicas fornecidas no enunciado (lei de Hess).
2. Equação $\Delta H = H_P - H_R$, quando os valores fornecidos forem as entalpias de formação.
3. Equação $\Delta H_{reação} = \Delta H_{absorvido,\ reagentes} + \Delta H_{liberado,\ produtos}$, quando os valores fornecidos forem as energias de ligação.

Exercícios resolvidos

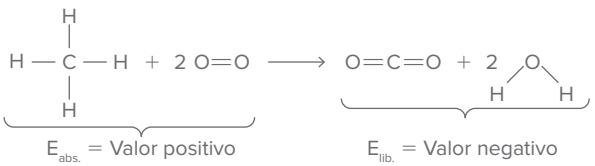
11. Calcule a variação de entalpia da reação de equação:

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(g)$$

Dados: energias de ligação:
C−H = 414 kJ, O═O = 498 kJ, C═O (no CO_2) = 803 kJ, H−O = 464 kJ.

Resolução:

A equação, escrita segundo as fórmulas estruturais de reagentes e produtos, é:



Nos reagentes, serão rompidas 4 ligações C—H e 2 ligações O═O. Assim:

$E_{abs.} = +[4 \cdot (414) + 2 \cdot (498)] = +2\,652$ kJ

Nos produtos, serão formadas 2 ligações C═O e 4 ligações O−H. Assim:

$E_{lib.} = -[2 \cdot (803) + 4 \cdot (464)] = -3\,462$ kJ

Sabendo que:

$\Delta H_{reação} = \Delta H_{absorvido,\ reagentes} + \Delta H_{liberado,\ produtos}$

$\Delta H_{reação} = (+2\,652) + (-3\,462)$

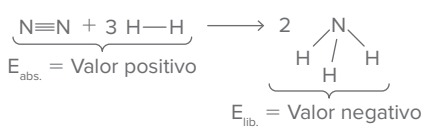
$\Delta H_{reação} = -810$ kJ

12. Considerando a seguinte equação termoquímica: $N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightarrow 2\ NH_3(g)$; $\Delta H = -92$ kJ, qual é o valor da energia da ligação N≡N?

Dados: energias de ligação:
H−H = 436 kJ e N−H = 389 kJ.

Resolução:

A equação termoquímica fornecida, escrita segundo as fórmulas estruturais de reagentes e produtos, é:



Nos reagentes, serão rompidas 1 ligação N≡N e 3 ligações H−H. Assim:

$E_{abs.} = +[(E.L.)_{N\equiv N} + 3 \cdot (436)]$ kJ

Nos produtos, serão formadas 6 ligações N−H. Assim:

$E_{lib.} = -[6 \cdot (389)] = -2\,334$ kJ

Portanto:

$\Delta H_{reação} = \Delta H_{absorvido,\ reagentes} + \Delta H_{liberado,\ produtos}$

$-92 = [(E.L.)_{N\equiv N} + 3 \cdot (436)] + (-2\,334)$

$(E.L.)_{N\equiv N} = +934$ kJ

FRENTE 3

Revisando

1. **UFJF-MG** Os alimentos liberam energia química após sua digestão e metabolização no organismo. No quadro a seguir, está indicada a quantidade de energia, em quilocalorias (kcal), liberada no metabolismo de um (1) grama de alguns alimentos.

	gorduras	proteínas	carboidratos	alcoóis	cereais
Energia/ kcal	9	4	4	7	4

a) Considerando-se que a carne possui apenas proteínas e gorduras, calcule a quantidade de energia liberada pelo organismo ao consumir um pedaço de carne de 100 g que contém 20% em massa de gordura.

b) As calorias adquiridas pelos alimentos podem ser "queimadas" em atividades físicas. Um indivíduo de 70 kg perde em média 400 kcal em uma hora de atividade aeróbica e metade dessa quantidade em musculação pelo mesmo período. Calcule o tempo necessário para queimar as calorias fornecidas pelo metabolismo de uma barra de cereais de 25 g.

c) Uma das formas de quantificar o teor calórico dos alimentos é medir a energia envolvida na reação de combustão dos mesmos. Escreva a equação química balanceada para a combustão completa de um carboidrato de fórmula molecular $C_6H_{12}O_6$.

d) Uma lata de cerveja de 350 mL apresenta um teor alcoólico de 4% em volume. Considerando a densidade do álcool igual a 0,80 g · mL^{-1}, calcule a energia liberada no metabolismo de um indivíduo pelo consumo dessa quantidade de cerveja.

2. **Unesp** Considere a decomposição da água oxigenada, em condições normais, descrita pela equação:

$$(H_2O_2(\ell) \rightarrow H_2O(\ell) + \frac{1}{2} O_2(g) \quad \Delta H = -98{,}2 \text{ kJ/mol})$$

Com base na informação sobre a variação de entalpia, classifique a reação como exotérmica ou endotérmica e justifique sua resposta. Calcule a variação de entalpia na decomposição de toda a água oxigenada contida em 100 mL de uma solução aquosa antisséptica que contém água oxigenada na concentração de 3 g/100 mL.

3. **UFTM-MG** O cloreto de cálcio é um composto que tem grande afinidade com água, por isso é utilizado como agente secante nos laboratórios químicos e como antimofo nas residências. Este sal pode ser produzido na reação de neutralização do hidróxido de cálcio com ácido clorídrico. A entalpia dessa reação pode ser calculada utilizando as seguintes equações termoquímicas:

$CaO(s) + 2\ HC\ell(aq) \rightarrow CaC\ell_2(aq) + H_2O(\ell)$
$\Delta H° = -186$ kJ

$CaO(s) + H_2O(\ell) \rightarrow Ca(OH)_2(s) \quad \Delta H° = -65$ kJ

$Ca(OH)_2(s) \rightarrow Ca(OH)_2(aq) \quad \Delta H° = -13$ kJ

a) Calcule a entalpia da reação de neutralização da solução de hidróxido de cálcio com solução de ácido clorídrico.

b) Calcule a energia envolvida na neutralização de 280 g de óxido de cálcio sólido com solução de ácido clorídrico. Essa reação é endotérmica ou exotérmica?

4. **Unesp 2017** O ácido fluorídrico, importante matéria-prima para obtenção de diversos compostos fluorados, pode ser preparado pela reação:

$$CaF_2(s) + H_2SO_4(\ell) \rightarrow CaSO_4(aq) + 2\ HF(g)$$

Considere os dados:

Reação	ΔH (kJ/mol de produto)
$\frac{1}{2} H_2(g) + \frac{1}{2} F_2(g) \rightarrow HF(g)$	−273
$Ca(s) + F_2(g) \rightarrow CaF_2(s)$	−1 228
$Ca(s) + S(s) + 2\ O_2(g) \rightarrow CaSO_4(s)$	−1 435
$H_2(g) + S(s) + 2\ O_2(g) \rightarrow H_2SO_4(\ell)$	−814

A partir dos dados apresentados na tabela e utilizando a Lei de Hess, calcule o ΔH da reação de preparação do HF(g) a partir de 1 mol de $CaF_2(s)$ e informe se ela é exotérmica ou endotérmica.
Represente, no diagrama apresentado abaixo, a reação de preparação do HF.

5. **UFG-GO** No Brasil, parte da frota de veículos utiliza etanol obtido da cana-de-açúcar como combustível em substituição à gasolina. Entretanto, o etanol pode ser obtido de outras formas, como a reação entre água e etileno, representada pela equação química abaixo.

$$C_2H_4(g) + H_2O(\ell) \rightarrow C_2H_5OH(\ell)$$

a) Calcule a variação de entalpia dessa reação a partir das seguintes equações termoquímicas não balanceadas:

$C_2H_4(g) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(\ell)$
$\Delta H = -1430{,}0$ kJ/ mol de C_2H_4

$C_2H_5OH(\ell) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(\ell)$
$\Delta H = -1367{,}1$ kJ/mol de C_2H_5OH

b) Identifique a natureza do processo quanto à variação de entalpia na obtenção do etanol.

6. Fasm-SP 2016 No processo de produção de ferro metálico (Fe), ocorre a redução do óxido ferroso (FeO) com monóxido de carbono (CO) de acordo com a equação representativa da reação:

$$FeO(s) + CO(g) \rightarrow Fe(s) + CO_2(g)$$

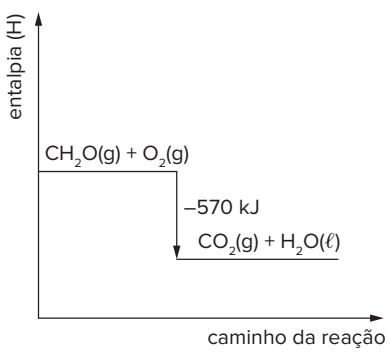
Considere os seguintes dados:

Substância	ΔH_f° (kJ/mol)
FeO(s)	−272,0
CO(g)	−110,5
$CO_2(g)$	−394,0

a) Indique o tipo de ligação química envolvida em cada substância química reagente deste processo.

b) Calcule o valor, em kJ/mol, do calor envolvido na produção do ferro metálico a partir do óxido ferroso.

7. Unifesp Sob a forma gasosa, o formol (CH_2O) tem excelente propriedade bactericida e germicida. O gráfico representa a variação de entalpia na queima de 1 mol de moléculas de formol durante a reação química.



a) Escreva a fórmula estrutural do formol e o nome da função orgânica presente nas moléculas desse composto.

b) Dadas as entalpias-padrão de formação do $H_2O(\ell) = -286$ kJ/mol e $CO_2(g) = -394$ kJ/mol, calcule a entalpia-padrão de formação do formol.

8. Ufes O metanol sofre combustão total, formando dióxido de carbono e vapor de água.

a) Escreva a equação química balanceada da reação de combustão do metanol.

b) Calcule o calor de combustão da reação, em $kJ \cdot mol^{-1}$, com base nos valores da tabela a seguir.

c) Calcule a massa de CO_2 (em gramas), produzida na combustão de 128 gramas de metanol.

Substância	Calor padrão de formação a 25 °C ($kJ \cdot mol^{-1}$)
$H_2O(g)$	−241,8
$CO_2(g)$	−393,5
$CH_3OH(g)$	−239,0

9. UFC-CE Dadas as reações:

I. $H_2(g) + C\ell_2(g) \rightarrow 2\ HC\ell(g)$

II. $N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightarrow 2\ NH_3(g)$

e as energias de ligação:

Ligação	Entalpia de ligação (kJ/mol)
H—H	432
N—N	942
H—Cℓ	428
Cℓ—Cℓ	240
N—H	386

a) Determine o ΔH para as reações I e II.

b) Baseado apenas nos valores de ΔH, qual das reações é mais favorável?

10. UFJF-MG 2017 O hidrogênio cada vez mais tem ganhado atenção na produção de energia. Recentemente, a empresa britânica *Intelligent Energy* desenvolveu uma tecnologia que pode fazer a bateria de um *smartphone* durar até uma semana. Nesse protótipo ocorre a reação do oxigênio atmosférico com o hidrogênio armazenado, produzindo água e energia.

a) Escreva a equação química da reação descrita acima e calcule a sua variação de entalpia a partir dos dados abaixo.

Ligação	H—H	H—O	O=O
Energia de ligação ($kJ \cdot mol^{-1}$)	437	463	494

b) Um dos grandes problemas para o uso do gás hidrogênio como combustível é o seu armazenamento. Calcule o volume ocupado por 20 g de hidrogênio nas CNTP.

c) Atualmente, cerca de 96% do gás hidrogênio é obtido a partir de combustíveis fósseis, como descrito nas reações abaixo. Essa característica é considerada uma desvantagem para o uso do hidrogênio. Justifique essa afirmativa.

Carvão: $C(s) + H_2O(\ell) \rightarrow CO(g) + H_2(g)$

Gás natural: $CH_4(g) + H_2O(\ell) \rightarrow CO(g) + 3\ H_2(g)$

Exercícios propostos

Entalpia e fatores que alteram o ΔH

1. **UEL-PR** As bolsas instantâneas, frias ou quentes, usadas nos atletas que sofrem distensões musculares, dividem-se em dois compartimentos: um contendo água líquida e outro contendo um sal, que absorve ou libera calor quando em contato com a água. As reações químicas que ocorrem nas bolsas instantâneas são representadas nos gráficos a seguir.

gráfico 1

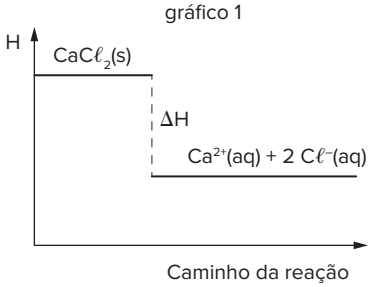
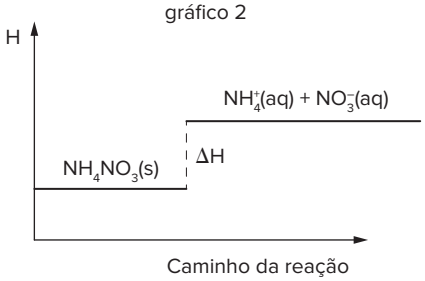


gráfico 2



Com base no enunciado e nos conhecimentos sobre calor de reação, é correto afirmar:

a) A bolsa quente é constituída de nitrato de amônio.
b) A dissociação iônica do cloreto de cálcio libera calor.
c) A dissociação iônica do nitrato de amônio é exotérmica.
d) As dissoluções de sais em água são exotérmicas.
e) A bolsa fria é constituída de cloreto de cálcio.

2. **Unicamp-SP 2018** Em 12 de maio de 2017 o Metrô de São Paulo trocou 240 metros de trilhos de uma de suas linhas, numa operação feita de madrugada, em apenas três horas. Na solda entre o trilho novo e o usado empregou-se uma reação química denominada termita, que permite a obtenção de uma temperatura local de cerca de 2 000 °C. A reação utilizada foi entre um óxido de ferro e o alumínio metálico.

De acordo com essas informações, uma possível equação termoquímica do processo utilizado seria

a) $Fe_2O_3 + 2\,A\ell \rightarrow 2\,Fe + A\ell_2O_3;\ \Delta H = +825\ kJ \cdot mol^{-1}$
b) $FeO_3 + A\ell \rightarrow Fe + A\ell O_3;\ \Delta H = -852\ kJ \cdot mol^{-1}$
c) $FeO_3 + A\ell \rightarrow Fe + A\ell O_3;\ \Delta H = +852\ kJ \cdot mol^{-1}$
d) $Fe_2O_3 + 2\,A\ell \rightarrow 2\,Fe + A\ell_2O_3;\ \Delta H = -852\ kJ \cdot mol^{-1}$

3. **UEA-AM 2025** Em 2021, o Prêmio Nobel de Medicina foi concedido a dois cientistas que desvendaram o mecanismo bioquímico relacionado ao tato e à sensação térmica da pele humana exposta ao ambiente.

Algumas substâncias, mesmo em temperatura ambiente, desencadeiam a sensação de frio no contato com a pele. É o caso da acetona, um solvente volátil que, ao ser derramado na pele, nos dá uma sensação de frio.

Essa sensação de frio causada pelo derramamento da acetona decorre de sua evaporação, que é um processo _____ e _____ o calor da pele. O calor envolvido nesse processo _____ a energia cinética das moléculas da acetona e promove a evaporação desse solvente.

As lacunas do texto são preenchidas, respectivamente, por:

a) exotérmico – absorve – diminui.
b) exotérmico – libera – aumenta.
c) endotérmico – absorve – aumenta.
d) endotérmico – absorve – diminui.
e) endotérmico – libera – aumenta.

4. **Fuvest-SP 2025** Em países frios, é comum o uso de pequenos aquecedores de mãos, normalmente descartáveis, que podem ser colocados dentro de luvas. Uma alternativa mais sustentável é o aquecedor de mão reutilizável, que é constituído por uma solução aquosa supersaturada de acetato de sódio armazenada em um reservatório maleável, conforme mostrado na figura a seguir.

Um choque mecânico nesse reservatório perturba a solução supersaturada e leva à precipitação do sal, resultando no seu aquecimento. Após o uso, o aquecedor pode ser regenerado por imersão em água quente, que dissolve o sal, deixando-o pronto para ser reutilizado.

Em relação à operação desse aquecedor, é correto afirmar:

a) A precipitação do acetato de sódio é exotérmica e sua solubilização é endotérmica.
b) A diminuição da temperatura aumenta a solubilidade do acetato de sódio.
c) A solubilização do acetato de sódio para a regeneração do aquecedor libera energia, aquecendo o banho de água.
d) Quando o aquecedor é regenerado, a solução interna passa de supersaturada para uma solução diluída.
e) A concentração de acetato de sódio na solução dentro do reservatório não muda durante a regeneração do aquecedor.

5. UFSC 2023 Diversas substâncias, sob ação de calor, eletricidade ou luz, passam por uma reação química. Várias reações químicas acontecem quando se aquece o açúcar para transformá-lo em caramelo, quando se assa um pão e em inúmeros outros casos.

Sobre transformações da matéria, é correto afirmar que:

01 a queima de uma vela é um exemplo de reação de combustão endotérmica.

02 a transformação do açúcar em caramelo em uma panela aquecida é uma reação endotérmica.

04 a caramelização da gordura da carne do churrasco é um exemplo de fenômeno físico.

08 a explosão de dinamite é um exemplo de reação endotérmica.

16 na respiração humana não há transformações químicas, já que o processo consiste apenas na liquefação do oxigênio para gerar dióxido de carbono.

32 o processo de formação de chuva na atmosfera é um exemplo de fenômeno físico.

Soma:

6. UEL-PR 2023 O mercado automotivo tem experimentado o aumento nas vendas de carros híbridos. Essa tendência se deve aos limites cada vez menores de emissão de poluentes estabelecidos por entidades governamentais e à diminuição do custo de produção dos carros híbridos. Considerando que no carro à combustão, a partir da queima completa do etanol, para percorrer um quilômetro, são liberadas 900 kcal, enquanto no carro híbrido, que é auxiliado pelo motor elétrico, são liberadas 600 kcal para percorrer o mesmo percurso.

Com base nos conhecimentos sobre termoquímica, assinale a alternativa que apresenta, correta e aproximadamente, o consumo dos carros à combustão e híbrido, respectivamente, em km L^{-1}.

▶ **Dados:** densidade do etanol = 0,79 g mL^{-1}; calor de combustão do etanol = −7,1 kcal g^{-1}.

a) 6,23 e 9,35.
b) 7,10 e 10,55.
c) 4,35 e 6,52.
d) 8,36 e 12,54.
e) 5,20 e 7,80.

7. Uerj 2019 Café quentinho a qualquer hora: chegou ao Brasil o café *hot when you want,* que, em português, significa "quente quando você quiser". Basta apertar um botão no fundo da lata, esperar três minutos e pronto! Café quentinho por 20 minutos!

Adaptado de www1.folha.uol.com.br, 15/02/2002.

Para garantir o aquecimento, as latas desse produto possuem um compartimento com óxido de cálcio e outro com água. Ao pressionar o botão, essas duas substâncias se misturam, gerando energia e esquentando o café rapidamente. Escreva a equação química que representa a reação entre o óxido de cálcio e a água, nomeando o produto formado. Classifique, ainda, a reação química ocorrida quanto ao calor envolvido.

8. Uema 2021

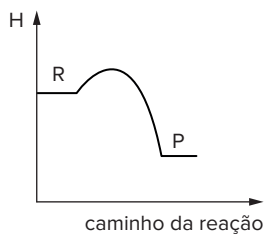
Impactos do etanol na redução das emissões de gases de efeito estufa

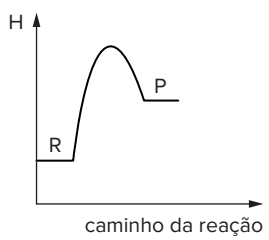
A utilização do etanol como substituto da gasolina tem como efeito uma redução de emissões líquidas de CO_2. Considerando os dados de Macedo e colaboradores (2004), o que causa o maior impacto na emissão de gases de efeito estufa é a quantidade de gasolina evitada por causa do uso de etanol. A queima de etanol, na câmara de combustão, se dá a partir da reação completa de 1 mol do álcool com 3 mols de oxigênio gasoso, mediante a seguinte equação química:

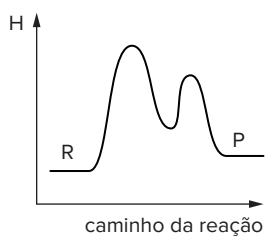
$C_2H_5OH + 3\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O,\ \Delta H^o = -1366{,}1$ kJ/mol

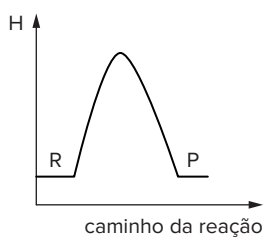
https://www.novacana.com/sustentabilidade/demanda-terras-aumento-producao-etanol-acucar. (Adaptado)

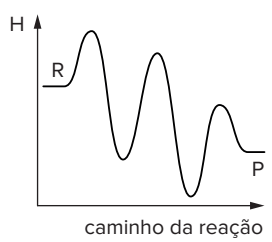
A variação da entalpia, em função do caminho da reação para a transformação química que ocorre com o etanol na câmara de combustão, é representada no seguinte gráfico:

a)


b)


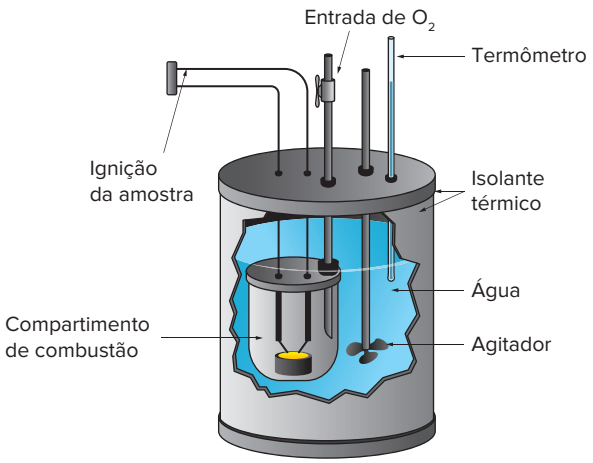
c)


d)


e)


FRENTE 3

9. UEA-AM 2025 Bombas calorimétricas são dispositivos utilizados para o estudo da entalpia de combustão. Trata-se de uma câmara interna, onde ocorre a combustão, envolta por água que interage com o calor liberado. Nesse estudo, a amostra a ser analisada é queimada em condições controladas e o calor, que é transferido para a água, é detectado por um termômetro. A figura mostra um esquema de uma bomba calorimétrica.



(www.chimica-online.it. Adaptado.)

Foi utilizada uma bomba calorimétrica para o estudo da combustão de determinada substância sólida. Os dados do experimento são apresentados na tabela.

Massa da substância	Calor liberado na combustão	Entalpia de combustão da substância
1,2 g	39,4 kJ	394 kJ/mol

A massa molar da substância estudada é igual a

a) 39,4 g/mol.
b) 12,0 g/mol.
c) 1,2 g/mol.
d) 120 g/ mol.
e) 394 g/mol.

10. Acafe-SC 2019 Assinale a alternativa que contém o valor da energia liberada (em módulo) da combustão completa de 110 g do gás propano nas condições-padrão.

▶ **Dados:** $\Delta H^\circ_{\text{combustão do gás propano}} = -530$ kcal/mol; C = 12 u; H = 1 u.

a) 1 060 kcal.
b) 530 kcal.
c) 1 325 kcal.
d) 2 650 kcal.

11. UEPG-PR Com relação às equações abaixo, assinale o que for correto.

$C(\text{grafite}) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \qquad \Delta H = -94{,}1$ kcal

$C(\text{diamante}) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \qquad \Delta H = -94{,}5$ kcal

$H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow H_2O(\ell) \qquad \Delta H = -68{,}4$ kcal

$H_2O(\ell) \rightarrow H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \qquad \Delta H = +68{,}4$ kcal

01 Considerando os valores de entalpia, pode-se afirmar que a variedade alotrópica C(diamante) é mais estável que C(grafite).
02 O valor de ΔH na equação de formação da água significa que houve liberação de 68,4 kcal/mol.
04 O carbono, na forma grafite ou diamante, ao reagir com $O_2(g)$, forma o mesmo produto com diferentes valores de ΔH.
08 A decomposição da molécula de água consiste em processo exotérmico.

Soma:

12. UFJF-MG 2016 A entalpia de neutralização corresponde ao calor liberado quando 1 mol de íons H^+ reage com 1 mol de íons OH^- para a formação de 1 mol de H_2O. Com relação às entalpias de neutralização das reações abaixo, escolha a opção correta.

$HC\ell(aq) + KOH(aq) \rightarrow KC\ell(aq) + H_2O(\ell) \qquad \Delta H_I$

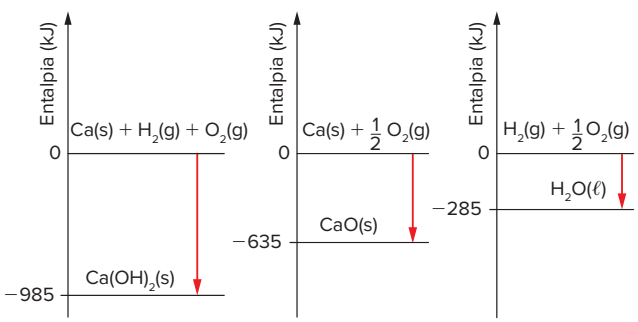
$HBr(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaBr(aq) + H_2O(\ell) \qquad \Delta H_{II}$

a) $\Delta H_1 > 0$ e $\Delta H_2 < 0$
b) $\Delta H_1 = \Delta H_2 = 0$
c) $\Delta H_1 = \Delta H_2 < 0$
d) $\Delta H_1 < \Delta H_2 < 0$
e) $\Delta H_1 < 0$ e $\Delta H_2 > 0$

13. UEG-GO 2016 Os hidrocarbonetos são largamente utilizados como combustíveis devido ao seu alto poder calorífico. Dentre eles destacam-se o metano e o butano, os quais apresentam calores de combustão iguais a 208 e 689 kcal · mol^{-1}, respectivamente.
A energia produzida, em kcal · mol^{-1}, pela combustão completa de 1000 g de uma mistura de metano e butano na proporção em massa de 2 partes do primeiro para 3 partes do segundo, será aproximadamente

a) 11 900.
b) 13 000.
c) 12 300.
d) 19 300.

14. Unesp 2023 Analise os diagramas de entalpias de reações parciais, associadas com a reação de cal viva sólida, CaO(s), com água líquida, para a produção de cal hidratada sólida, $Ca(OH)_2(s)$.



A variação de entalpia dessa reação de cal viva com água líquida, para produzir cal hidratada, é igual a

a) −1 905 kJ/mol.
b) −65 kJ/mol.
c) +95 kJ/mol.
d) −1 620 kJ/mol.
e) +2 890 kJ/mol.

15. UEM-PR 2020 Os alimentos são processados pelo organismo e liberam a energia que utilizamos para as mais variadas atividades. A quantidade de energia liberada é característica para cada alimento. Analise a seguir a tabela de valor energético de alguns alimentos e assinale o que for correto.

Dado: 1 kcal ≅ 4,2 kJ.

Alimento	kJ/g
Vegetais verdes	1,0
Batata frita	24,0
Arroz	15,0
Frango grelhado	6,0
Sorvete	11,0

01 A energia fornecida por 100 g de sorvete é a mesma de 1,1 kg de vegetais verdes.

02 100 g de arroz fornecem energia de aproximadamente 35,7 kcal.

04 A diferença entre as energias liberadas por cada classe de alimentos está relacionada com a energia contida nas ligações químicas das substâncias que a compõem.

08 Quando os alimentos são processados pelo organismo, se estabelece um processo endotérmico.

16 O frango grelhado fornece apenas 25% das calorias quando comparado à mesma quantidade em massa de batata frita.

Soma:

16. Enem PPL 2019 O etanol é um combustível renovável obtido da cana-de-açúcar e é menos poluente do que os combustíveis fósseis, como a gasolina e o *diesel*. O etanol tem densidade 0,8 g/cm^3, massa molar 46 g/mol e calor de combustão aproximado de −1300 kJ/mol. Com o grande aumento da frota de veículos, tem sido incentivada a produção de carros bicombustíveis econômicos, que são capazes de render até 20 km/L em rodovias, para diminuir a emissão de poluentes atmosféricos. O valor correspondente à energia consumida para que o motorista de um carro econômico, movido a álcool, percorra 400 km na condição de máximo rendimento é mais próximo de

a) 565 MJ.
b) 452 MJ.
c) 520 kJ.
d) 390 kJ.
e) 348 kJ.

Lei de Hess

17. IFBA 2018 Para transformar grafite em diamante, é preciso empregar pressão e temperatura muito elevadas, em torno de 105 atm e 2 000 °C. O carbono precisa ser praticamente vaporizado e, por isso, apesar de o processo ser possível, é difícil. Consideremos, então, as entalpias de combustão do grafite e do diamante:

I. $C(grafite) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\quad \Delta H = -394$ kJ

II. $C(diamante) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\quad \Delta H = -396$ kJ

Quantos kJ são necessários para transformar grafite em diamante?

a) +2.
b) −790.
c) +790.
d) +10.
e) −2.

18. UFRGS 2020 A reação de formação do etanol é definida abaixo.

$$2\ C(s) + 3\ H_2(g) + \frac{1}{2}\ O_2(g) \rightarrow C_2H_5OH(\ell)$$

Embora essa reação, tal como está escrita, não possa ser realizada em laboratório, pode-se calcular seu efeito térmico, mediante uma combinação adequada de outras reações. Usando as reações abaixo,

$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\Delta_f H° = -394$ kJ mol^{-1}

$H_2(g) + \frac{1}{2}\ O_2(g) \rightarrow H_2O(\ell)$ $\Delta_f H° = -286$ kJ mol^{-1}

$C_2H_5OH(\ell) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(\ell)$

$\Delta_f H° = -1368$ kJ mol^{-1}

a entalpia da reação de formação do etanol, em kJ mol^{-1}, é

a) −2048.
b) −1368.
c) −278.
d) +394.
e) +2048.

19. Uece 2025 A Lei de Hess, que fundamenta o estudo da Termoquímica, foi proposta em 1840 pelo médico e químico suíço Germain Henry Hess, que experimentalmente estabeleceu que a variação de entalpia (ΔH) em uma reação química depende apenas dos estados inicial e final da reação. Atente para o que se afirma a seguir sobre essa lei:

I. A variação da entalpia pode ser calculada da seguinte forma: $\Delta H = H_{final} - H_{inicial}$.

II. Na aplicação da Lei de Hess, ao inverter uma reação química, o sinal de ΔH deve permanecer.

III. Ao calcular a variação de entalpia de uma reação química a partir de suas etapas e suas variações de entalpia, a reação inicial é o que predomina nesse cálculo.

IV. De uma forma geral, o cálculo do ΔH de uma reação independe do número de etapas e do tipo de reação química.

Está correto somente o que se afirma em

a) I e III.
b) I e IV.
c) II e IV.
d) II e III.

FRENTE 3

20. **Unicamp-SP 2023** A caiação ou pintura com cal hidratada ($Ca(OH)_2$) é uma das formas mais antigas para o revestimento da fachada de edifícios. A cal virgem (CaO) — produzida a partir do aquecimento do calcário ($CaCO_3$) —, ao ser colocada em água, forma a cal hidratada que, uma vez aplicada à parede e em contato com o CO_2 do ar atmosférico, vai se transformando em seu precursor, o carbonato de cálcio. Dessa forma, o carbonato de cálcio fica aderido à parede, protegendo-a, conservando-a e embelezando-a.

Considere as equações a seguir:

I. $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$; $\Delta H = 178$ kJ/mol

II. $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$; $\Delta H = -109$ kJ/mol

III. $Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$; $\Delta H = ?$

Levando em conta apenas as equações do processo de transformação e produção do carbonato de cálcio (equações I a III), pode-se afirmar que o processo

a) pode ser considerado carbono neutro e que a última equação representa uma reação que levaria ao aquecimento da parede onde a cal foi aplicada.

b) pode ser considerado carbono neutro e que a última equação representa uma reação que levaria ao resfriamento da parede onde a cal foi aplicada.

c) não pode ser considerado carbono neutro e que a última equação representa uma reação que levaria ao aquecimento da parede onde a cal foi aplicada.

d) não pode ser considerado carbono neutro e que a última equação representa uma reação que levaria ao resfriamento da parede onde a cal foi aplicada.

21. **IFSul-RS 2017** O besouro-bombardeiro (*Brachynus crepitans*) recebeu esse nome devido ao som explosivo que emite quando é ameaçado, soltando jatos químicos, quentes, coloridos e barulhentos. O besouro gira seu abdômen de um lado para o outro e atira, causando no seu predador um gosto horrível na boca e até mesmo queimaduras leves. Eles possuem duas glândulas que se abrem ao exterior, no final do abdômen. Cada glândula possui dois compartimentos, um contém uma solução aquosa de hidroquinona e peróxido de hidrogênio e o outro contém uma mistura de enzimas. Ao ser atacado, o besouro segrega um pouco da solução do primeiro compartimento no segundo. As enzimas atuam acelerando a reação exotérmica entre a hidroquinona e o peróxido de hidrogênio, segundo a equação:

$$C_6H_4(OH)_2(aq) + H_2O_2(aq) \rightarrow C_6H_4O_2(aq) + 2\ H_2O(\ell)$$

A energia liberada é suficiente para elevar a temperatura da mistura até o ponto de ebulição. A energia envolvida nessa transformação pode ser calculada, considerando-se os processos:

$$C_6H_4(OH)_2(aq) \rightarrow C_6H_4O_2(aq) + H_2(g) \quad \Delta H = +177\ kJ \cdot mol^{-1}$$

$$H_2O(\ell) + \frac{1}{2}\ O_2(g) \rightarrow H_2O_2(aq) \quad \Delta H = +95\ kJ \cdot mol^{-1}$$

$$H_2O(\ell) \rightarrow \frac{1}{2}\ O_2(g) + H_2(g) \quad \Delta H = +286\ kJ \cdot mol^{-1}$$

Assim sendo, o calor envolvido na reação que ocorre no organismo do besouro é

a) $+585\ kJ \cdot mol^{-1}$.

b) $+204\ kJ \cdot mol^{-1}$.

c) $-558\ kJ \cdot mol^{-1}$.

d) $-204\ kJ \cdot mol^{-1}$.

22. **Uece 2017** Partindo das reações de combustão do acetileno e do benzeno, que produzem apenas gás carbônico e água, e cujas entalpias são, respectivamente, −310,7 kcal e −781,0 kcal, é correto afirmar que o valor da entalpia de trimerização do acetileno será

a) −151,1 kcal.

b) −121,3 kcal.

c) −141,50 kcal.

d) −131,2 kcal.

Texto para a questão **23**.

Insumo essencial na indústria de tintas, o dióxido de titânio sólido puro (TiO_2) pode ser obtido a partir de minérios com teor aproximado de 70% em TiO_2 que, após moagem, é submetido à seguinte sequência de etapas:

I. aquecimento com carvão sólido

$$TiO_2(s) + C(s) \rightarrow Ti(s) + CO_2(g)$$

$$\Delta H_{reação} = +550\ kJ \cdot mol^{-1}$$

II. reação do titânio metálico com cloro molecular gasoso

$$Ti(s) + 2\ C\ell_2(g) \rightarrow TiC\ell_4(\ell)$$

$$\Delta H_{reação} = -804\ kJ \cdot mol^{-1}$$

III. reação do cloreto de titânio líquido com oxigênio molecular gasoso

$$TiC\ell_4(\ell) + O_2(g) \rightarrow TiO_2(s) + 2\ C\ell_2(g)$$

$$\Delta H_{reação} = -140\ kJ \cdot mol^{-1}$$

23. **Unesp** Considerando as etapas I e II do processo, é correto afirmar que a reação para produção de 1 mol de $TiC\ell_4(\ell)$ a partir de $TiO_2(s)$ é

a) exotérmica, ocorrendo liberação de 1 354 kJ.

b) exotérmica, ocorrendo liberação de 254 kJ.

c) endotérmica, ocorrendo absorção de 254 kJ.

d) endotérmica, ocorrendo absorção de 1 354 kJ.

e) exotérmica, ocorrendo liberação de 804 kJ.

24. **Uepa** O hidróxido de magnésio, base do medicamento vendido comercialmente como Leite de Magnésia, pode ser usado como antiácido e laxante. Dadas as reações abaixo:

I. $2\ Mg(s) + O_2(g) \rightarrow 2\ MgO(s) \quad \Delta H = -1\,203{,}6$ kJ

II. $Mg(OH)_2(s) \rightarrow MgO(s) + H_2O(\ell) \quad \Delta H = +37{,}1$ kJ

III. $2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(\ell) \quad \Delta H = -571{,}7$ kJ

Então, o valor da entalpia de formação do hidróxido de magnésio, de acordo com a reação $Mg(s) + H_2(g) + O_2(g) \rightarrow Mg(OH)_2(s)$, é:

a) −1 849,5 kJ.

b) +1 849,5 kJ.

c) −1 738,2 kJ.

d) −924,75 kJ.

e) +924,75 kJ.

25. Enem 2017 O ferro é encontrado na natureza na forma de seus minérios, tais como a hematita (α-Fe_2O_3), a magnetita (Fe_3O_4) e a wustita (FeO). Na siderurgia, o ferro-gusa é obtido pela fusão de minérios de ferro em altos-fornos, em condições adequadas. Uma das etapas nesse processo é a formação de monóxido de carbono. O CO (gasoso) é utilizado para reduzir o FeO (sólido), conforme a equação química:

$$FeO(s) + CO(g) \rightarrow Fe(s) + CO_2(g)$$

Considere as seguintes equações termoquímicas:

$Fe_2O_3(s) + 3\ CO(g) \rightarrow 2\ Fe(s) + 3\ CO_2(g)$
$\Delta_rH° = -25$ kJ/mol de Fe_2O_3

$3\ FeO(s) + CO_2(g) \rightarrow Fe_3O_4(s) + CO(g)$
$\Delta_rH° = -36$ kJ/mol de CO_2

$2\ Fe_3O_4(s) + CO_2(g) \rightarrow 3\ Fe_2O_3(s) + CO(g)$
$\Delta_rH° = +47$ kJ/mol de CO_2

O valor mais próximo de $\Delta_rH°$, em kJ/mol de FeO, para a reação indicada do FeO (sólido) com o CO (gasoso) é

a) −14.
b) −17.
c) −50.
d) −64.
e) −100.

26. Ufes 2018 A combustão completa de 1 mol de carbono grafita libera 394 kJ. A combustão incompleta de 1 mol de carbono grafita libera 111 kJ.

Portanto, o ΔH da reação $CO(g) + \frac{1}{2}\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$, em kJ/mol de $CO_2(g)$, é igual a

a) +172.
b) +283.
c) +505.
d) −505.
e) −283.

27. Fuvest-SP 2018 A energia liberada na combustão do etanol de cana-de-açúcar pode ser considerada advinda da energia solar, uma vez que a primeira etapa para a produção do etanol é a fotossíntese. As transformações envolvidas na produção e no uso do etanol combustível são representadas pelas seguintes equações químicas:

$6\ CO_2(g) + 6\ H_2O(g) \rightarrow C_6H_{12}O_6(aq) + 6\ O_2(g)$

$C_6H_{12}O_6(aq) \rightarrow 2\ C_2H_5OH(\ell) + 2\ CO_2(g)$

$\Delta H = -70$ kJ/mol

$C_2H_5OH(\ell) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(g)$

$\Delta H = -1235$ kJ/mol

Com base nessas informações, podemos afirmar que o valor de ΔH para a reação de fotossíntese é

a) −1 305 kJ/mol.
b) +1 305 kJ/mol.
c) +2 400 kJ/mol.
d) −2 540 kJ/mol.
e) +2 540 kJ/mol.

28. FPP-PR 2016 O corpo humano necessita de energia para a realização de suas funções vitais. Os carboidratos são fontes rápidas de energia e são degradados por enzimas digestivas e controlados principalmente pelo intestino até chegar à corrente sanguínea, visto que o organismo não é capaz de absorver moléculas maiores. A glicose usada na alimentação também é chamada de "açúcar no sangue", pois é o açúcar mais simples que circula em nossas veias. No sangue humano, sua concentração é mantida entre 80 mg e 120 mg por 100 mL pela ação de hormônios secretados pelo pâncreas. Se por doença ou falta prolongada de alimentação essa concentração diminuir (hipoglicemia), a pessoa deverá receber soro glicosado; se, pelo contrário, a concentração de glicose no sangue aumentar (hiperglicemia), a pessoa apresentará os sintomas da doença conhecida como diabetes e deverá receber medicamentos, como a insulina.

A seguir é apresentada a equação química que representa a combustão da glicose.

$$C_6H_{12}O_6(aq) + 6\ O_2(g) \rightarrow 6\ CO_2(g) + 6\ H_2O(\ell)$$

Considerando as entalpias de reação em kJ/mol:

$6\ C(s) + 3\ O_2(g) + 6\ H_2(g) \rightarrow C_6H_{12}O_6(aq)$ $\Delta H_1 = -1263$

$H_2(g) + \frac{1}{2}\ O_2(g) \rightarrow H_2O(\ell)$ $\Delta H_2 = -286$

$CO_2(g) \rightarrow C(s) + O_2(g)$ $\Delta H_3 = 394$

Dados: C = 12; H = 1; O = 16.

A energia liberada pelo organismo na ingestão de 10 g de glicose é:

a) 156,5 kJ.
b) 1 565 kJ.
c) 2 364 kJ.
d) 236,4 kJ.
e) 2 817 kJ.

29. Enem 2016 O benzeno, um importante solvente para a indústria química, é obtido industrialmente pela destilação do petróleo. Contudo, também pode ser sintetizado pela trimerização do acetileno catalisada por ferro metálico sob altas temperaturas, conforme a equação química:

$$3\ C_2H_2(g) \rightarrow C_6H_6(\ell)$$

A energia envolvida nesse processo pode ser calculada indiretamente pela variação de entalpia das reações de combustão das substâncias participantes, nas mesmas condições experimentais:

I. $C_2H_2(g) + \frac{5}{2}\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + H_2O(\ell)$

$\Delta H_c° = -310$ kcal/mol

II. $C_6H_6(g) + \frac{15}{2}\ O_2(g) \rightarrow 6\ CO_2(g) + 3\ H_2O(\ell)$

$\Delta H_c° = -780$ kcal/mol

A variação de entalpia do processo de trimerização, em kcal, para a formação de um mol de benzeno é mais próxima de

a) −1 090.
b) −150.
c) −50.
d) +157.
e) +470.

FRENTE 3

30. **Cefet-MG** Para se defender dos inimigos, o besouro-bombardeiro consegue liberar, quando atacado, hidroquinona ($C_6H_6O_2$) e peróxido de hidrogênio (H_2O_2). Essas duas substâncias reagem, formando um jato quente que espanta o agressor, de acordo com a seguinte equação:

$$C_6H_6O_2(aq) + H_2O_2(aq) \rightarrow C_6H_4O_2(aq) + 2\ H_2O(\ell)$$

Conhecendo-se as equações termoquímicas:

$C_6H_6O_2(aq) \rightarrow C_6H_4O_2(aq) + H_2(g) \quad \Delta H_1 = +177$ kJ

$H_2O(\ell) + \frac{1}{2}\ O_2(g) \rightarrow H_2O_2(aq) \quad \Delta H_2 = -95$ kJ

$2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(\ell) \quad \Delta H_3 = -572$ kJ

a variação de entalpia (ΔH) para a reação de defesa do besouro-bombardeiro, em kJ, é igual a

a) −14.
b) −104.
c) −204.
d) −300.

31. **Mackenzie-SP** O craqueamento (*craking*) é a denominação técnica de processos químicos na indústria por meio dos quais moléculas mais complexas são quebradas em moléculas mais simples. O princípio básico desse tipo de processo é o rompimento das ligações carbono-carbono pela adição de calor e/ou catalisador. Um exemplo da aplicação do craqueamento é a transformação do dodecano em dois compostos de menor massa molar, hexano e propeno (propileno), conforme exemplificado, simplificadamente, pela equação química a seguir:

$$C_{12}H_{26}(\ell) \rightarrow C_6H_{14}(\ell) + 2\ C_3H_6(g)$$

São dadas as equações termoquímicas de combustão completa, no estado-padrão para três hidrocarbonetos:

$C_{12}H_{26}(\ell) + \frac{37}{2}\ O_2(g) \rightarrow 12\ CO_2(g) + 13\ H_2O(\ell)$

$\Delta H°_C = -7\,513{,}0$ kJ/mol

$C_6H_{14}(g) + \frac{19}{2}\ O_2(g) \rightarrow 6\ CO_2(g) + 7\ H_2O(\ell)$

$\Delta H°_C = -4\,163{,}0$ kJ/mol

$C_3H_6(g) + \frac{9}{2}\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 3\ H_2O(\ell)$

$\Delta H°_C = -2\,220{,}0$ kJ/mol

Utilizando a Lei de Hess, pode-se afirmar que o valor da variação de entalpia-padrão para o craqueamento do dodecano em hexano e propeno será

a) −13 896,0 kJ/mol.
b) −1 130,0 kJ/mol.
c) +1 090,0 kJ/mol.
d) +10 130,0 kJ/mol.
e) +13 896,0 kJ/mol.

32. **Enem 2019** Glicólise é um processo que ocorre nas células, convertendo glicose em piruvato. Durante a prática de exercícios físicos que demandam grande quantidade de esforço, a glicose é completamente oxidada na presença de O_2. Entretanto, em alguns casos, as células musculares podem sofrer um déficit de O_2 e a glicose ser convertida em duas moléculas de ácido lático. As equações termoquímicas para a combustão da glicose e do ácido lático são, respectivamente, mostradas a seguir:

$C_6H_{12}O_6(s) + 6\ O_2(g) \rightarrow 6\ CO_2(g) + 6\ H_2O(\ell)$

$\Delta_cH = -2\,800$ kJ

$CH_3CH(OH)COOH(s) + 3\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 3\ H_2O(\ell)$

$\Delta_cH = -1\,344$ kJ

O processo anaeróbico é menos vantajoso energeticamente porque

a) libera 112 kJ por mol de glicose.
b) libera 467 kJ por mol de glicose.
c) libera 2 688 kJ por mol de glicose.
d) absorve 1 344 kJ por mol de glicose.
e) absorve 2 800 kJ por mol de glicose.

33. **UFRGS 2019** Duas reações químicas envolvendo o gás metano, juntamente com o seu efeito térmico, são equacionadas abaixo.

$C(graf) + 2\ H_2(g) \rightarrow CH_4(g) \quad \Delta H_I$

$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(\ell) \quad \Delta H_{II}$

Considere as seguintes afirmações a respeito das reações químicas.

I. ΔH_I é um exemplo de entalpia de ligação.
II. ΔH_{II} é um exemplo de entalpia de combustão.
III. ΔH_{II} é negativo.

Quais estão corretas?

a) Apenas I.
b) Apenas II.
c) Apenas III.
d) Apenas II e III.
e) I, II e III.

34. **UEG-GO 2024** O diborano (B_2H_6) é um hidreto de boro altamente reativo e que, nos anos de 1947, 1948 e 1952, foi estudado como um combustível aeroespacial pelo programa espacial americano, pois este composto apresentava um conjunto de propriedades, tais como facilidade de manuseio, formas de armazenamento, disponibilidade, facilidade de ignição, ponto de ebulição e calor de combustão. A equação da reação de combustão do diborano é mostrada a seguir:

$$B_2H_6(g) + 3\ O_2(g) \rightarrow B_2O_3(s) + 3\ H_2O(\ell)$$

A partir da lei de Hess, é possível determinar a energia envolvida na combustão de 1 mol de diborano conforme as equações das reações representadas no quadro abaixo:

Equações	ΔH (kJ mol^{-1})
$2\ B(s) + 3\ H_2(g) \rightarrow B_2H_6(g)$	36,0
$H_2(g) + \frac{1}{2}\ O_2(g) \rightarrow H_2O(\ell)$	−286,0
$2\ B(s) + \frac{3}{2}\ O_2(g) \rightarrow B_2O_3(g)$	−1274,0

A respeito das reações e dos valores para a variação de entalpia no processo de combustão, apresentadas no quadro acima, o ΔH de combustão é:

a) $-1\,524$ kJ mol^{-1} e as três reações são exotérmicas.
b) $-1\,524$ kJ mol^{-1} e apenas uma reação é exotérmica.
c) $2\,096$ kJ mol^{-1} e apenas uma reação é exotérmica.
d) $-2\,168$ kJ mol^{-1} e apenas uma reação é endotérmica.
e) $-2\,096$ kJ mol^{-1} e apenas uma reação é endotérmica.

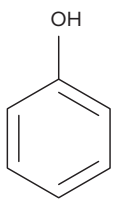
35. UFRGS 2023 A sudorese é uma das formas usadas por alguns mamíferos para a manutenção da temperatura corpórea, mediante troca de calor com o ambiente. Considerando que a entalpia padrão de formação da água líquida é de $-286{,}6\ kJ\ mol^{-1}$ e que a entalpia padrão de formação do vapor d'água é de $-242{,}9\ mol^{-1}$, assinale a alternativa que apresenta estimativa da energia em forma de calor (em módulo) que um corredor troca com o ambiente quando exala 10 mL de suor (considerar como água pura de densidade $1\ g\ cm^{-3}$), o qual evapora...

▶ **Dado:** $M(H_2O) = 18\ g/mol$.

a) 24,3 kJ. **c)** 134,9 kJ. **e)** 286,6 kJ.
b) 43,7 kJ. **d)** 242,9 kJ.

Entalpia de formação

36. UFTM-MG O fenol é um composto que pode ser utilizado na fabricação de produtos de limpeza, para desinfecção de ambientes hospitalares.



fenol

Considere as entalpias-padrão de formação, relacionadas na tabela.

Substância	fenol(s)	$H_2O(\ell)$	$CO_2(g)$
ΔH_f° (kJ · mol^{-1})	−165	−286	−394

A energia liberada, em kJ, na combustão completa de 1 mol de fenol é

a) 515. **c)** 1 875. **e)** 3 057.
b) 845. **d)** 2 733.

37. Uerj 2024 Para contribuir com a captação de CO_2 atmosférico, uma unidade industrial chilena anunciou a produção de gasolina sintética. Como o principal componente da gasolina é o isoctano (C_8H_{18}), o processo industrial empregado se baseou na reação química representada pela seguinte equação não balanceada:

$$CO_2(g) + H_2(g) \rightarrow C_8H_{18}(\ell) + H_2O(\ell)$$

Observe na tabela as entalpias-padrão de formação das substâncias que participam dessa reação:

Substância	Entalpia-padrão de formação (kJ/mol)
$CO_2(g)$	−394
$H_2(g)$	0
$C_8H_{18}(\ell)$	−209
$H_2O(\ell)$	−286

Após balancear a equação, determine a razão entre o número de mols de CO_2 e H_2. Calcule, ainda, a variação de entalpia da reação, em quilojoules.

38. Acafe-SC 2025 O acetileno (etino) é um gás altamente inflamável, usado como combustível em maçaricos de solda. Cilindros de acetileno são vendidos em diferentes tamanhos, com capacidades variadas. Um dos tamanhos mais comuns é capaz de armazenar 1 kg do gás.

▶ **Dados:** entalpias de formação do acetileno (+54,2 kcal/mol); da água (−68,3 kcal/mol); do dióxido de carbono (−94,1 kcal/mol).

Calcule a quantidade de calor, em kcal, liberada pela combustão completa de 1 kg de acetileno, e assinale a alternativa **CORRETA**.

a) 9 540 kcal
b) 14 780 kcal
c) 11 950 kcal
d) 13 140 kcal

39. UEM-PR 2018 A reação de decomposição térmica do carbonato de cálcio pode ser representada por:

$$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g) \qquad \Delta H = 177\ kJ/mol$$

Dado que a entalpia de formação do CaO(s) é de −635 kJ/mol e que a entalpia de formação do $CO_2(g)$ é de −394 kJ/mol, assinale a(s) alternativa(s) **correta(s)**.

▶ **Dados:** Ca = 40; C = 12; O = 16.

01 A entalpia de formação do $CaCO_3(s)$ é de −1 206 kJ/mol.

02 A reação de formação de $CaCO_3(s)$, a partir de CaO(s) e de $CO_2(g)$ é um processo endotérmico.

04 A decomposição térmica de 1 kg de $CaCO_3(s)$ absorve 1 770 kJ.

08 A decomposição térmica de 1 kg de $CaCO_3(s)$ produz 440 g de CaO(s).

16 A entalpia de formação de qualquer composto químico tem sempre valor negativo.

Soma:

40. UEL-PR A tabela, a seguir, mostra as entalpias-padrão de formação ΔH_f° a 25 °C.

Substância	Fórmula	ΔH_f° (kJ · mol^{-1})
Metanol	$CH_3OH(\ell)$	−238,6
Etanol	$C_2H_5OH(\ell)$	−277,7
Gás carbônico	$CO_2(g)$	−393,5
Água	$H_2O(v)$	−241,8

O metanol já foi usado como combustível na fórmula *Indy*, com o inconveniente de produzir chama incolor e ser muito tóxico. Atualmente, utiliza-se etanol, proveniente da fermentação do caldo na cana-de-açúcar, o mesmo utilizado em automóveis no Brasil.

a) Compare a quantidade de energia liberada (kJ) pela combustão de 1,00 g de metanol com a produzida por 1,00 g de etanol. Justifique sua resposta.

b) Se um automóvel da fórmula *Indy* gastar 5 litros de etanol (d = 0,80 g/mL) por volta em um determinado circuito, calcule a energia liberada (kJ) pelo seu motor em cada volta.

41. **Unesp** O ácido nítrico é muito utilizado na indústria química como insumo na produção de diversos produtos, dentre os quais os fertilizantes. É obtido a partir da oxidação catalítica da amônia, através das reações:

I. $4\ NH_3(g) + 5\ O_2(g) \xrightarrow[1000\ °C]{Pt} 4\ NO(g) + 6\ H_2O(g)$

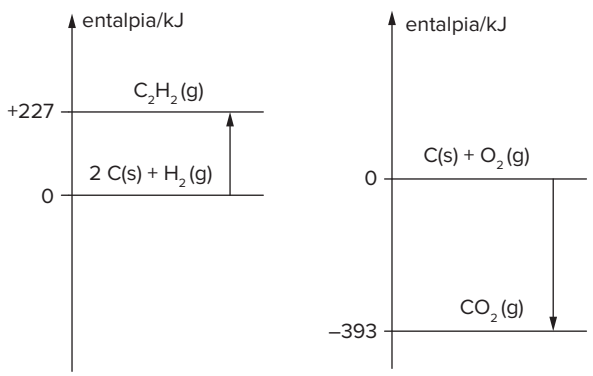
II. $2\ NO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ NO_2(g)$

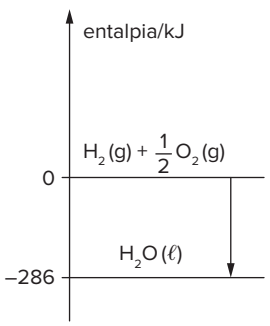
III. $3\ NO_2(g) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons 2\ HNO_3(aq) + NO(g)$

Calcule as entalpias de reação e responda se é necessário aquecer ou resfriar o sistema reacional nas etapas II e III, para aumentar a produção do ácido nítrico. Considere as reações dos óxidos de nitrogênio em condições-padrão (p = 1 atm e t = 25 °C), e as entalpias de formação (ΔH_f) em kJ · mol^{-1} apresentadas na tabela.

Substância	NO(g)	NO_2(g)	$H_2O(\ell)$	HNO_3(aq)
ΔH_f°(kJ · mol^{-1})	+90,4	+33,9	−285,8	−173,2

42. **Unesp 2018** Analise os três diagramas de entalpia.





O ΔH da combustão completa de 1 mol de acetileno, C_2H_2(g), produzindo CO_2(g) e $H_2O(\ell)$ é

a) +1 140 kJ.

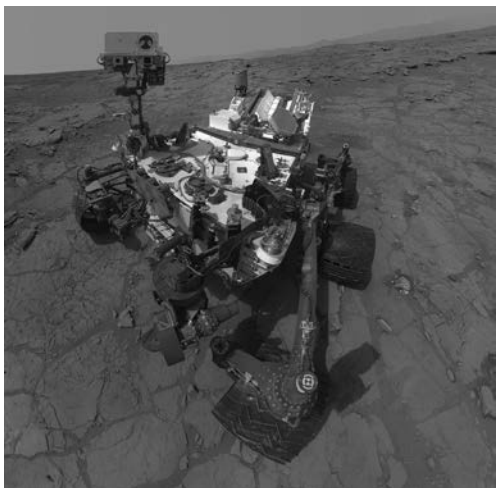
b) +820 kJ.

c) −1 299 kJ.

d) −510 kJ.

e) −635 kJ.

43. **UEL-PR 2024** A criação e o desenvolvimento de máquinas possibilitou expandir o conhecimento sobre o universo e aprender mais sobre sua origem, composições químicas, formação de sistemas solares e a possibilidade de vida extraterrestre.



NASA/JPL-Caltech/MSSS

Robô Curiosity em Marte.

https://www.bbc.com

A chegada da sonda MRO (*Mars Reconnaissance Orbiter*) à órbita marciana e o robô Curiosity, lançados pela Nasa, confirmaram a presença de metano e água em Marte, cuja atmosfera é formada por cerca de 96% de CO_2 gasoso. Considere que as reações químicas I e II, a seguir, ocorrem a 298 K e 1,0 atm:

$CO_2(g) \rightarrow C(grafite) + O_2(g) \quad \Delta H°r = 393{,}5\ kJ\ mol^{-1}$ (I)

$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(g)$ (II)

Dados:

Substância	$\Delta H°f$ (kJ mol^{-1})
C(grafite)	0,0
O_2(g)	0,0
H_2O(g)	−242,0
CH_4(g)	−74,5

Assinale a alternativa que apresenta, corretamente, a variação de entalpia padrão molar ($\Delta H°r$), em kJ mol^{-1}, da reação II, a 298 K e 1,0 atm.

a) −803,0

b) +561,0

c) −603,5

d) −710,0

e) +913,5

44. UFC-CE A reação de fotossíntese é 6 $CO_2(g)$ + 6 $H_2O(\ell)$ → $C_6H_{12}O_6(s)$ + 6 $O_2(g)$. Estima-se que, em uma floresta tropical, cerca de 34 000 kJ · m^{-2} de energia solar são armazenados pelas plantas para realização da fotossíntese durante o período de um ano. A partir dos valores de entalpia-padrão de formação fornecidos a seguir, calcule:

Substância	Entalpia-padrão de formação (kJ · mol^{-1})
$CO_2(g)$	−394
$H_2O(\ell)$	−286
$C_6H_{12}O_6(s)$	−1 275
$O_2(g)$	0

a) a massa de CO_2 que será retirada da atmosfera por m^2 de floresta tropical durante o período de um ano.
b) a massa de O_2 que será adicionada à atmosfera por m^2 de floresta tropical durante o período de um ano.

45. Unesp Considerando a utilização do etanol como combustível para veículos automotores, escreva a equação química balanceada da sua combustão no estado gasoso com $O_2(g)$, produzindo $CO_2(g)$ e $H_2O(g)$. Dadas para o etanol $CH_3CH_2OH(g)$ a massa molar (g · mol^{-1}) igual a 46 e a densidade igual a 0,80 g/cm^3, calcule a massa, em gramas, de etanol consumida por um veículo com eficiência de consumo de 10 km/L, após percorrer 115 km, e o calor liberado em kJ, sabendo-se que o calor de combustão do etanol $CH_3CH_2OH(g)$ é igual a −1 277 kJ/mol.

46. EsPCEx-SP 2018 Algumas viaturas militares administrativas possuem motores à combustão que utilizam como combustível a gasolina. A queima (combustão) de combustíveis como a gasolina, nos motores à combustão, fornece a energia essencial para o funcionamento dessas viaturas militares. Considerando uma gasolina na condição-padrão (25 °C e 1 atm), composta apenas por n-octano (C_8H_{18}) e que a sua combustão seja completa (formação exclusiva de CO_2 e H_2O gasosos como produtos), são feitas as seguintes afirmativas:

Dados:

Entalpias de formação (ΔH_f°)			Massas atômicas		
$H_2O(g)$	$CO_2(g)$	$C_8H_{18}(\ell)$	C	H	O
−242 kJ/mol	−394 kJ/mol	−250 kJ/mol	12 u	1 u	16 u

I. a combustão da gasolina (C_8H_{18}) é uma reação exotérmica;
II. na combustão completa de 1 mol de gasolina, são liberados 16 mols de gás carbônico (CO_2);
III. a entalpia de combustão (calor de combustão) dessa gasolina é −5 080 kJ/mol (ΔH_c = −5 080 kJ/mol);
IV. o calor liberado na combustão de 57 g de gasolina é de 1 270 kJ.

Das afirmativas apresentadas, estão corretas apenas a

a) I, II e III.
b) I, III e IV.
c) I e II.
d) II e IV.
e) I e III.

47. EsPCEx-SP 2017 O propano-2-ol (álcool isopropílico), cuja fórmula é C_3H_8O, é vendido comercialmente como álcool de massagem ou de limpeza de telas e de monitores. Considerando uma reação de combustão completa com rendimento de 100% e os dados de entalpias-padrão de formação (ΔH_f°) das espécies participantes desse processo e da densidade do álcool, a quantidade de energia liberada na combustão completa de 10,0 L desse álcool será de

Dados:

Entalpia de formação (ΔH_f°)	(H_2O) (v) = −242 kJ/mol	(CO_2) (g) = −394 kJ/mol	(C_3H_8O) = −163 kJ/mol
Massa atômica (u)	C = 12	H = 1	O = 16
Densidade do álcool (g/mL)	d = 0,78		

a) 974 783 kJ.
b) 747 752 kJ.
c) 578 536 kJ.
d) 469 247 kJ.
e) 258 310 kJ.

FRENTE 3

Texto para a questão **48**.

O sucesso da experiência brasileira do Pró-álcool e do desenvolvimento da tecnologia de motores bicombustíveis é reconhecido mundialmente. Países europeus usam a experiência brasileira como base para projetos de implantação da tecnologia de veículos movidos a células a combustível, que produzem energia usando hidrogênio. Como o H_2 não existe livre na natureza, ele pode ser obtido a partir do etanol de acordo com a reação:

$$H_3C{-}CH_2{-}OH(\ell) + 2\ H_2O(g) + \frac{1}{2}\ O_2(g) \rightarrow$$
$$\rightarrow 5\ H_2(g) + 2\ CO_2(g)$$

48. **FGV-SP** Considere:

$\Delta H°$ combustão $C_2H_5OH = -1368\ kJ \cdot mol^{-1}$

$\Delta H°$ formação $H_2O = -286\ kJ \cdot mol^{-1}$

Pode-se afirmar corretamente que a entalpia da reação de produção de hidrogênio a partir do etanol, em kJ, é igual a

a) +62.
b) +1 654.
c) −62.
d) −1 082.
e) −2 798.

49. **FICSAE-SP 2017** A fermentação é um processo anaeróbico de síntese de ATP, fornecendo energia para o metabolismo celular. Dois dos processos de fermentação mais comuns a partir da glicose são a fermentação alcoólica e a fermentação láctica.

$C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2\ CO_2 + 2\ C_2H_5OH$ (fermentação alcoólica)

$C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2\ C_3H_6O_3$ (fermentação láctica)

Dados: entalpia de formação ($\Delta H_f°$):
$\Delta H_f°$ do $CO_2 = -394\ kJ \cdot mol^{-1}$;
$\Delta H_f°$ do $C_3H_6O_3 = -678\ kJ \cdot mol^{-1}$;
$\Delta H_f°$ do $C_2H_5OH = -278\ kJ \cdot mol^{-1}$;
$\Delta H_f°$ do $C_6H_{12}O_6 = -1\,268\ kJ \cdot mol^{-1}$.

Sobre a energia envolvida nesses processos de fermentação, é possível afirmar que

a) a fermentação láctica absorve energia enquanto que a fermentação alcoólica libera energia.
b) os dois processos são endotérmicos, absorvendo a mesma quantidade de energia para uma mesma massa de glicose fermentada.
c) a fermentação alcoólica libera uma quantidade de energia maior do que a fermentação láctica para uma mesma massa de glicose envolvida.
d) a fermentação láctica libera uma quantidade de energia maior do que a fermentação alcoólica para uma mesma massa de glicose envolvida.

50. **UFMS 2020** Dada a equação termoquímica:

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(\ell)$$

Dados: calores de formação (kJ/mol, a 25 °C e 1 atm): $CH_4(g) = -74{,}8$; $O_2(g) = 0$; $CO_2(g) = -393{,}5$; $H_2O(\ell) = -285{,}8$.

calcule a variação da entalpia da reação e assinale a alternativa correta.

a) −252,9 kJ/mol.
b) −178,1 kJ/mol.
c) −965,1 kJ/mol.
d) −890,3 kJ/mol.
e) −888,0 kJ/mol.

51. **Mackenzie-SP 2017** O etanol, produzido por meio da fermentação do açúcar extraído da cana-de-açúcar, é um combustível renovável extremamente difundido no território nacional, e possui entalpia-padrão de combustão de $-1\,368\ kJ \cdot mol^{-1}$.

Considerando-se os dados fornecidos na tabela a seguir, é correto afirmar que a entalpia-padrão de formação do etanol é de

Substância	$H_f°$ ($kJ \cdot mol^{-1}$)
$CO_2(g)$	−394
$H_2O(\ell)$	−286

a) $+278\ kJ \cdot mol^{-1}$.
b) $+3\,014\ kJ \cdot mol^{-1}$.
c) $+1\,646\ kJ \cdot mol^{-1}$.
d) $-278\ kJ \cdot mol^{-1}$.
e) $-3\,014\ kJ \cdot mol^{-1}$.

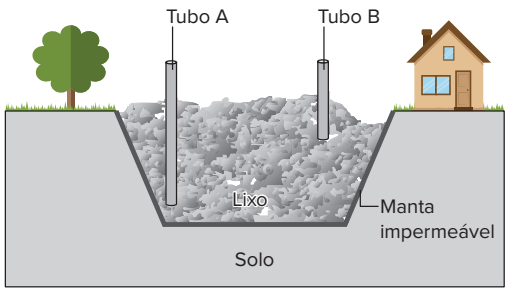
52. **Fuvest-SP 2017** O biogás, produzido por digestão anaeróbia de resíduos orgânicos, contém principalmente metano e dióxido de carbono, além de outros gases em pequenas quantidades, como é o caso do sulfeto de hidrogênio.

Para que o biogás seja utilizado como combustível, é necessário purificá-lo, aumentando o teor de metano e eliminando os demais componentes, que diminuem o seu poder calorífico e causam danos às tubulações.

Considere uma amostra de biogás cuja composição, em massa, seja 64,0% de metano (CH_4), 32,0% de dióxido de carbono (CO_2) e 4,0% de sulfeto de hidrogênio (H_2S).

a) Calcule a energia liberada na combustão de um quilograma dessa amostra de biogás.
b) Calcule o ganho de energia, por quilograma, se for utilizado biogás totalmente isento de impurezas, em lugar da amostra que contém os outros gases.
c) Além de aumentar o poder calorífico, a purificação do biogás representa uma diminuição do dano ambiental provocado pela combustão. Explique por quê.

d) Em aterros sanitários, ocorre a formação de biogás, que pode ser recolhido. Em um aterro sanitário, tubos foram introduzidos para captação dos gases em duas diferentes profundidades, como é mostrado na figura.



Em qual dos tubos, A ou B, é recolhido biogás com maior poder calorífico? Explique.

Note e adote:

Calor de combustão (kJ/kg)	
CH_4	$55 \cdot 10^3$
H_2S	$15 \cdot 10^3$

Texto para a questão **53**.

Deverá entrar em funcionamento em 2017, em Iperó, no interior de São Paulo, o Reator Multipropósito Brasileiro (RMB), que será destinado à produção de radioisótopos para radiofármacos e também para produção de fontes radioativas usadas pelo Brasil em larga escala nas áreas industrial e de pesquisas. Um exemplo da aplicação tecnológica de radioisótopos são sensores contendo fonte de amerício-241, obtido como produto de fissão. Ele decai para o radioisótopo neptúnio-237 e emite um feixe de radiação. Fontes de amerício-241 são usadas como indicadores de nível em tanques e fornos mesmo em ambiente de intenso calor, como ocorre no interior dos altos-fornos da Companhia Siderúrgica Paulista (COSIPA).

A produção de combustível para os reatores nucleares de fissão envolve o processo de transformação do composto sólido UO_2 ao composto gasoso UF_6 por meio das etapas:

I. $UO_2(s) + 4\ HF(g) \rightarrow UF_4(s) + 2\ H_2O(g)$

II. $UF_4(s) + F_2(g) \rightarrow UF_6(g)$

(Adaptado de www.brasil.gov.br/ciencia-e-tecnologia/2012/02/reator-deve-garantir-autossuficiencia-brasileira-em-radiofarmacosa-partirde-2017 e H. Barcelos de Oliveira, Tese de Doutorado, IPEN/CNEN, 2009, in: www.pelicano.ipen.br)

53. FGV-SP Considere os dados da tabela:

Substância	ΔH_f° (kJ · mol^{-1})
$UO_2(s)$	−1 100
$UF_4(s)$	−1 900
$UF_6(g)$	−2 150
$HF(g)$	−270
$H_2O(g)$	−242

O valor da entalpia-padrão da reação global de produção de 1 mol de UF_6 por meio das etapas I e II, dada em kJ · mol^{-1}, é igual a

a) −454.
b) −764.
c) −1 264.
d) +454.
e) +1 264.

54. Uerj 2019 A lactose é hidrolisada no leite "sem lactose", formando dois carboidratos, conforme a equação química:

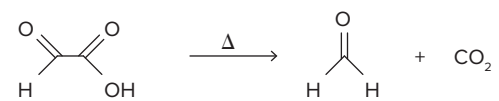
lactose + água → glicose + galactose

Se apenas os carboidratos forem considerados, o valor calórico de 1 litro tanto do leite integral quanto do leite "sem lactose" é igual a −90 kcal, que corresponde à entalpia-padrão de combustão de 1 mol de lactose. Assumindo que as entalpias-padrão de combustão da glicose e da galactose são iguais, a entalpia de combustão da glicose, em kcal/mol, é igual a:

a) −45.
b) −60.
c) −120.
d) −180.

Energia de ligação

55. Uerj 2016 O formol, uma solução de metanal, frequentemente utilizado em cosméticos, vem sendo substituído pelo ácido glioxílico. No entanto, a decomposição térmica desse ácido também acarreta a formação de metanal, de acordo com a seguinte equação:



ácido glioxílico — metanal

Veja, a seguir, as energias das ligações nas moléculas participantes da reação:

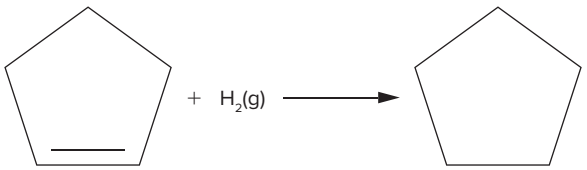
Ligação	Energia de ligação (kJ · mol^{-1})
C—C	348
C═O	744
C—H	413
C—O	357
O—H	462

Considere a decomposição de 1 L de uma solução aquosa de ácido glioxílico, na concentração de 0,005 mol · L^{-1}. Assumindo que todo o ácido glioxílico foi decomposto, calcule, em quilojoules, a energia absorvida nesse processo.

Aponte, ainda, o número de oxidação do carbono na molécula de metanal.

FRENTE 3

56. UFRGS 2019 Considere a reação de hidrogenação do ciclopenteno, em fase gasosa, formando ciclopentano, e a tabela de entalpias de ligação, mostradas abaixo.



Entalpia de ligação (kJ mol^{-1})	
H—H	437
C—H	414
C—C	335
C=C	600

Qual será o valor da entalpia da reação de hidrogenação do ciclopenteno em kJ/mol?

a) −265.
b) −126.
c) +126.
d) +265.
e) +335.

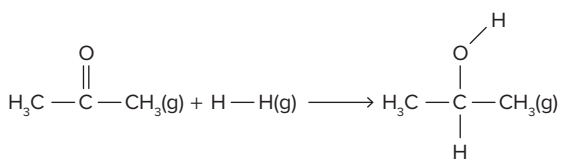
57. Uerj 2023 A reação química entre metano e cloro molecular produz ácido clorídrico e diclorometano, sendo este segundo composto empregado como solvente em processos industriais. Os valores de energia de ligação envolvidos na reação estão apresentados na tabela a seguir.

Ligação	Energia de ligação (kJ/mol)
C—H	410
Cℓ—Cℓ	240
C—Cℓ	330
H—Cℓ	430

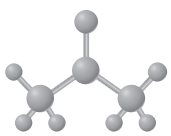
A energia, em quilojoules, liberada na formação de 1,0 mol de diclorometano é igual a:

a) 220.
b) 400.
c) 640.
d) 850.

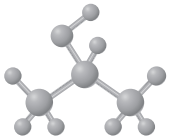
58. PUC-Rio Considere o processo industrial de obtenção do propan-2-ol (isopropanol) a partir da hidrogenação da acetona, representada pela equação a seguir.



acetona



isopropanol



Ligação	Energia de ligação (kJ/mol)
C=O	745
H—H	436
C—H	413
C—O	358
O—H	463

Fazendo uso das informações contidas na tabela anterior, é correto afirmar que a variação de entalpia para essa reação, em kJ/mol, é igual a:

a) −53.
b) +104.
c) −410.
d) +800.
e) −836.

59. UFRGS 2024 Considere as seguintes afirmações em relação à energia térmica em reações químicas.

I. A formação do cloro atômico, a partir do cloro molecular, é uma reação endotérmica.
II. A reação $CaO(s) + H_2O(\ell) \rightarrow Ca(OH)_2(s)$ representa a reação de formação do hidróxido de cálcio.
III. O oxigênio, na forma ozônio, possui entalpia de formação nula porque é uma substância pura.

Quais estão corretas?

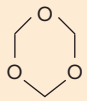
a) Apenas I.
b) Apenas II.
c) Apenas III.
d) Apenas I e II.
e) I, II e III.

60. UFJF/Pism-MG 2023 A combustão é um tipo de reação química muito importante tecnologicamente e está diretamente relacionada com a cultura humana, desde a pré-história. Reações de combustão são um bom exemplo de como a energia química se transforma em outros tipos de energia.

Sobre esse tema, assinale a informação **incorreta**:

a) A combustão de derivados de petróleo e carvão mineral envolve a oxidação de substâncias que são fontes de carbono e, portanto, podem gerar gás carbônico.
b) A combustão do etanol é uma oxidação endotérmica, pois libera energia na forma de calor para o meio externo.
c) Apesar de a combustão de um pedaço de papel necessitar de uma quantidade de energia inicial para ter início, essa reação pode ser considerada exotérmica.
d) A energia absorvida ou liberada em cada etapa de uma reação de combustão envolve o balanço entre as ligações químicas quebradas e formadas.
e) Para que ocorra a quebra de uma ligação química é necessária a absorção de energia do meio externo.

61. EsPCEx-SP 2018 O trioxano, cuja fórmula estrutural plana simplificada encontra-se representada a seguir, é utilizado, em alguns países, como combustível sólido para o aquecimento de alimentos armazenados em embalagens especiais e que fazem parte das rações operacionais militares.

	Energia de ligação (kJ/mol)	
 Trioxano	C—H → 413	O=O → 495
	O—C → 358	C=O → 799
	H—O → 463	

Considere a reação de combustão completa de um tablete de 90 g do trioxano com a formação de CO_2 e H_2O. Baseado nas energias de ligação fornecidas na tabela, o valor da entalpia de combustão estimada para esta reação é

▶ **Dados:** massas atômicas: O = 16 u; H = 1 u; C = 12 u.

a) +168 kJ. **c)** +369 kJ. **e)** −564 kJ.
b) −262 kJ. **d)** −1 461 kJ.

62. Unicamp-SP 2016 Podemos obter energia no organismo pela oxidação de diferentes fontes. Entre essas fontes destacam-se a gordura e o açúcar. A gordura pode ser representada por uma fórmula mínima $(CH_2)_n$ enquanto um açúcar pode ser representado por $(CH_2O)_n$. Considerando essas duas fontes de energia, podemos afirmar corretamente que, na oxidação total de 1 grama de ambas as fontes em nosso organismo, os produtos formados são

a) os mesmos, mas as quantidades de energia são diferentes.
b) diferentes, mas as quantidades de energia são iguais.
c) os mesmos, assim como as quantidades de energia.
d) diferentes, assim como as quantidades de energia.

63. Unioeste-PR 2019 Os organoclorados são poluentes considerados perigosos, mas, infelizmente, têm sido encontradas quantidades significativas destas substâncias em rios e lagos. Uma reação de cloração comumente estudada é a do etano com o gás cloro, como mostrada abaixo:

$$C_2H_6(g) + C\ell_2(g) \rightarrow CH_3CH_2C\ell(g) + HC\ell(g)$$

Sabendo os valores de ΔH de cada ligação, determine o valor de ΔH da reação pelo método das energias de ligação.

Ligação	Energia kJ/mol
C—H	415
C—C	350
Cℓ—Cℓ	243
C—Cℓ	328
H—Cℓ	432

a) −102 kJ/mol. **d)** −367 kJ/mol.
b) +102 kJ/mol. **e)** +17 kJ/mol.
c) +367 kJ/mol.

64. Unigranrio-RJ 2017 Cálculos de entalpias reacionais são em alguns casos efetuados por meio das energias de ligação das moléculas envolvidas, onde o saldo de energias de ligação rompidas e refeitas é considerado nesse procedimento. Alguns valores de energia de ligação entre alguns átomos são fornecidos no quadro abaixo:

Ligação	Energia de ligação (kJ/mol)
C — H	413
O = O	494
C = O	804
O — H	463

Considere a reação de combustão completa do metano representada na reação abaixo:

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(v)$$

A entalpia reacional, em kJ/mol, para a combustão de um mol de metano segundo a reação será de:

a) −820.
b) −360.
c) +106.
d) +360.
e) +820.

65. Fuvest-SP 2017 Sob certas condições, tanto o gás flúor quanto o gás cloro podem reagir com hidrogênio gasoso, formando, respectivamente, os haletos de hidrogênio HF e HCℓ, gasosos. Pode-se estimar a variação de entalpia (ΔH) de cada uma dessas reações, utilizando-se dados de energia de ligação. A tabela apresenta os valores de energia de ligação dos reagentes e produtos dessas reações a 25 °C e 1 atm.

Molécula	H_2	F_2	$C\ell_2$	HF	HCℓ
Energia de ligação (kJ/mol)	435	160	245	570	430

Com base nesses dados, um estudante calculou a variação de entalpia (ΔH) de cada uma das reações e concluiu, corretamente, que, nas condições empregadas,

a) a formação de HF(g) é a reação que libera mais energia.
b) ambas as reações são endotérmicas.
c) apenas a formação de HCℓ(g) é endotérmica.
d) ambas as reações têm o mesmo valor de ΔH.
e) apenas a formação de HCℓ(g) é exotérmica.

FRENTE 3

Texto para a questão **66**.

O Complexo Petroquímico do Estado do Rio de Janeiro (COMPERJ), atualmente em fase de implantação no município de Itaboraí, utilizará como matéria-prima principal o petróleo pesado produzido no Campo de Marlim, na Bacia de Campos. Os produtos mais importantes do COMPERJ podem ser vistos na tabela a seguir.

Principais produtos do COMPERJ

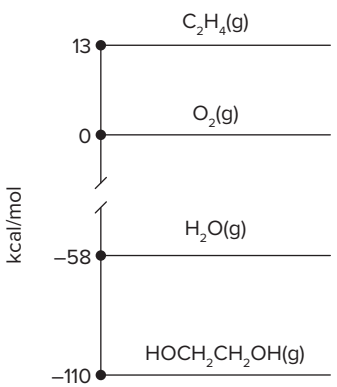
Produtos de 1ª geração	Produção mensal (em 1 000 ton.)	Produtos de 2ª geração	Produção mensal (em 1 000 ton.)
Eteno	1300	Polipropileno	850
Propeno	881	Polietileno	800
Benzeno	608	Estireno	500
Butadieno	157	Etilenoglicol	600
p-xileno	700	Ácido tereftálico	500
Enxofre	45	PET	600

66. **UFRJ** O etilenoglicol ($HOCH_2CH_2OH$) é um dos produtos de 2ª geração do COMPERJ. Ele pode ser produzido a partir do eteno, segundo as reações descritas a seguir:

Reação 1: $C_2H_4(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow C_2H_4O(g)$

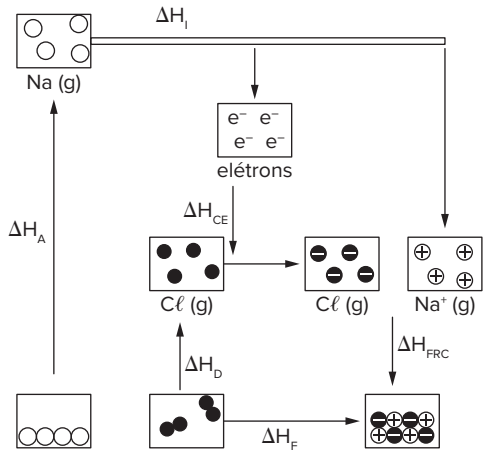
Reação 2: $C_2H_4O(g) + H_2O(g) \rightarrow HOCH_2CH_2OH(g)$

a) Sabendo que as duas reações são exotérmicas e que a reação 1 produz 25 kcal por mol de eteno reagido, e usando a escala de entalpia-padrão de formação mostrada no diagrama a seguir, calcule o calor envolvido na reação 2, em kcal por mol de etilenoglicol produzido.



b) Sabendo que a energia da ligação C—H é de 100 kcal/(mol de ligação) e que a energia envolvida na reação $C_2H_4(g) \rightarrow 2\ C(g) + 4\ H(g)$ é igual a 547 kcal por mol de eteno, calcule a energia da ligação C=C, em kcal/mol.

67. **UEL-PR** O diagrama a seguir ilustra o ciclo para a formação de 1 mol de $NaC\ell(s)$ a partir de seus elementos em seus estados-padrão, com os reagentes e produtos mantidos a 1 atm e 298 K.



Dados:

ΔH_A = (ΔH de atomização do Na(s)) = 107,0 kJ/mol;

ΔH_D = (ΔH de dissociação de $\frac{1}{2}$ $C\ell_2(g)$) = 121,0 kJ/mol;

ΔH_I = (ΔH de ionização do Na(g)) = 502,0 kJ/mol;

ΔH_{CE} = (ΔH de captura de elétron pelo $C\ell(g)$) = = −355,0 kJ/mol;

ΔH_F = (ΔH de formação da substância a partir dos elementos) = −411,0 kJ/mol.

O ΔH de formação do retículo cristalino (ΔH_{FRC}), em kJ/mol do $NaC\ell(s)$ a partir dos íons, é igual a:

a) −786,0 kJ/mol.
b) −411,0 kJ/mol.
c) −35,0 kJ/mol.
d) −228,0 kJ/mol.
e) −1 141,0 kJ/mol.

68. **UFJF-MG** A parafina é um hidrocarboneto ($C_{25}H_{52}$, massa molar = 352 g · mol^{-1}) derivado do petróleo que compõe as velas. A sua reação de combustão está representada a seguir:

$$C_{25}H_{52}(s) + 38\ O_2(g) \rightarrow 26\ H_2O(\ell) + 25\ CO_2(g)$$

Considerando os dados de energia de ligação apresentados a seguir, calcule a energia liberada, em kJ, na combustão completa de uma vela de 35,2 g.

Dados: energias de ligação (ΔH_L /kJ · mol^{-1}):

Ligação	C—H	C—C	O—O	C=O	O—H
(ΔH_L/kJ · mol^{-1})	412	348	496	743	463

a) −1 260.
b) −12 600.
c) −61 226.
d) 48 624.
e) 50.

Texto complementar

Leis da Termodinâmica

Primeira lei: conservação de energia

Um dos conceitos mais importantes da Termodinâmica é o de energia interna. Para compreendê-lo, devemos saber que um sistema qualquer é composto de moléculas que têm energias potenciais e cinéticas. As energias potenciais se referem às interações intermoleculares, às interações interatômicas que ocorrem na própria estrutura das moléculas e às interações entre núcleo e eletrosfera. As energias cinéticas se referem aos movimentos de translação, rotação e vibração das partículas. A soma de todas essas energias potenciais e cinéticas de um sistema é sua energia interna.

Do ponto de vista termodinâmico, há duas maneiras de um sistema variar sua energia interna: por meio de troca de calor ou troca de trabalho. O calor é uma energia que transita, de forma espontânea, do corpo mais quente para o mais frio. Isso se dá pela transferência de energia cinética das moléculas mais quentes para as moléculas mais frias, quando elas se chocam entre si. O trabalho é a energia que se converte em deslocamento de massa.

Considere um sistema formado por um cilindro que possui êmbolo móvel e contém um gás. Quando esse sistema recebe calor e há uma expansão, o deslocamento do êmbolo é o trabalho realizado pelo sistema. Dessa forma:

$$\Delta U = Q + W$$

Nessa equação, que representa a primeira lei da Termodinâmica:

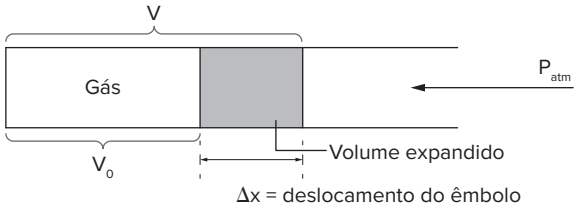
- ΔU é a variação de energia interna do sistema;
- Q é o calor trocado entre o sistema e a vizinhança;
- W é o trabalho.

É importante analisar os sinais que acompanham as medidas de calor e trabalho. Observe:

- Se um sistema não desloca massa, seu trabalho é nulo ($W = 0$). Portanto, toda a variação de energia interna ocorre por meio de troca de calor ($\Delta U = Q$). Se um sistema absorve calor, ele acumula essa energia recebida na forma de energia interna. Assim, $\Delta U > 0$, portanto $Q_{abs} > 0$. Se um sistema libera calor, ele perde parte de sua energia interna para transferi-la para as suas vizinhanças. Assim, $\Delta U < 0$, portanto $Q_{lib} < 0$.
- Se um sistema não troca calor com as suas vizinhanças, então o calor é nulo ($Q = 0$). Portanto, toda a variação de energia interna ocorre por meio de trabalho ($\Delta U = W$). Se o trabalho é realizado sobre o sistema, ele acumula a energia recebida na forma de energia interna. Assim, $\Delta U > 0$, portanto $W_{recebido} > 0$. Se um sistema realiza trabalho, ele perde parte de sua energia interna para poder mover um êmbolo contra a pressão externa. Assim, $\Delta U < 0$, portanto $W_{realizado} < 0$.
- Mas como se pode calcular o trabalho? Observe o esquema a seguir, que representa um cilindro com êmbolo móvel, imerso em uma atmosfera que exerce uma pressão dada por P_{atm}.

Representação de um gás confinado em um cilindro com êmbolo móvel, que está submetido à pressão atmosférica.

Quando o gás dentro do cilindro realiza trabalho, ocorre uma expansão, e o êmbolo se desloca contra a pressão atmosférica.



Representação da expansão do gás da figura anterior, que provoca deslocamento Δx do êmbolo.

Pela definição de trabalho, temos:

$$W = F \cdot \Delta x$$

Como a força exercida está na mesma direção do deslocamento, não há a necessidade de se fazer nenhuma decomposição. Se a área da seção transversal do êmbolo for S, podemos multiplicar numerador e denominador pela área. De fato:

$$W = \frac{F}{S} \cdot \Delta x \cdot S$$

Como a razão da força pela área é a pressão e o produto da área pelo deslocamento é a variação do volume ocupado pelo gás, temos:

$$W = \frac{F}{S} \cdot \Delta x \cdot S \Rightarrow W = P \cdot \Delta V$$

Já vimos que, quando um sistema realiza trabalho, o sinal do trabalho é negativo. Assim, para ΔV positivo, W é negativo. Dessa forma, o trabalho deve ter como referencial a força de oposição à expansão, que é a força exercida pela pressão atmosférica ou pela pressão externa. Portanto:

$$W = -P_{ext} \cdot \Delta V$$

O cálculo do trabalho só pode ser feito desta última forma se a pressão externa for constante.

Entalpia: visão termodinâmica

Vimos, ao longo do capítulo, que entalpia é o calor potencial de um sistema, ou seja, entalpia é todo o calor que pode vir a ser liberado até que se esgotem todas as possibilidades teóricas de fazê-lo. Portanto, se um sistema tem energia interna U e volume V, submetido à pressão externa P, ele pode inicialmente perder toda a sua energia interna na forma de calor liberado para as vizinhanças. Depois disso, pode ter seu volume reduzido a zero, ou seja, pode receber energia interna extra graças ao trabalho recebido. O trabalho recebido seria calculado por:

$$W = -P_{ext} \cdot \Delta V \Rightarrow W = -P \cdot (0 - V) \Rightarrow W = PV$$

Posteriormente, pode converter essa energia interna extra em mais calor. Assim, todo o calor que pode vir a ser liberado é calculado por:

$$H = U + PV$$

Aplicando a definição de entalpia para os reagentes e os produtos de uma reação, temos:

$$\left.\begin{array}{l} H_R = U_R + P_R V_R \\ H_P = U_P + P_P V_P \end{array}\right\} \Rightarrow \underbrace{H_P - H_R}_{\Delta H} = \underbrace{U_P - U_R}_{\Delta U} + P_P V_P - P_R V_R$$

Se a pressão for mantida constante durante a reação, temos $P_R = P_P = P$. Com isso:

$$\Delta H = \Delta U + P(V_P - V_R) \Rightarrow \Delta H = \Delta U + P\Delta V$$

FRENTE 3

Esta última relação é uma das mais importantes conclusões da Termodinâmica. Para as reações químicas, o produto $P\Delta V$ pode ser aproximado, segundo a equação de Clapeyron, por $\Delta n(g)RT$, em que $\Delta n(g)$ representa a variação da quantidade de matéria de gás durante a reação. Isso configura uma aproximação porque se desprezam os volumes das fases líquida e sólida, que são, de fato, muito menores do que o volume da fase gasosa. Assim, também podemos escrever que:

$$\Delta H = \Delta U + \Delta(n(g)RT)$$

Como $\Delta U = Q + W$, substituindo em $\Delta H = \Delta U + P\Delta V$, temos:

$$\Delta H = Q + W + P\Delta V \Rightarrow \Delta H = Q - P\Delta V + P\Delta V \Rightarrow \Delta H = Q_P$$

Observe que essa relação só é válida quando a pressão é mantida constante. Portanto, a variação de entalpia de um sistema é o calor trocado à pressão constante.

Pela primeira lei, temos: $\Delta U = Q + W$. Se esse calor for trocado a volume constante, o trabalho é nulo, pois não haveria variação de volume. Assim:

$$\Delta U = Q_V + W \overset{W = 0}{\Rightarrow} \Delta U = Q_V$$

Observe que essa relação só é válida quando o volume é mantido constante. Portanto, a variação de energia interna de um sistema é o calor trocado a volume constante.

Entropia: desordem de um sistema

O conceito de entropia não é simples. De maneira formal, entropia está relacionada ao número de microestados possíveis para determinado macroestado.

Entretanto, essa definição pode não ser muito útil. O número de microestados possíveis de um macroestado pode ser entendido como o grau de desordem de um sistema. E a desordem, por sua vez, deve estar relacionada à falta de regularidade, de repetição, bem como à falta de um padrão. Do ponto de vista químico, vamos relacionar algumas situações e seus respectivos graus de desordem, ou seja, vamos comparar alguns valores de entropia:

- Quando uma substância se encontra no estado sólido, existe uma regularidade na distribuição de partículas pelo espaço, ou seja, um padrão de repetição. Por isso, quando uma substância se encontra no estado sólido, ela está em seu estado mais ordenado. Contudo, no estado gasoso, as moléculas têm distribuição espacial caótica e nenhum padrão de repetição. Assim, quando uma substância se encontra no estado gasoso, ela está em sua forma mais desordenada. Portanto:

$$S_{X(g)} > S_{X(\ell)} > S_{X(s)}$$

- Quando um gás está confinado em um volume de 1 L, existe certo número possível de distribuição de partículas. Quando esse mesmo gás ocupa um volume maior, então o número de possibilidades de distribuir partículas aumenta. Logo, o grau de desordem e a entropia de um gás são maiores quanto maior for o volume ocupado pelo gás.
- Quanto maior for a temperatura de um sistema, mais desordenadas estarão as suas partículas, pois maior será o grau de agitação do sistema. Portanto, quanto maior for a temperatura de um sistema, maior será sua entropia.
- Como o estado gasoso é um estado bem mais entrópico que os outros, quando uma reação química tem aumento da quantidade de matéria de gás, a entropia do sistema aumenta durante a reação. Quando uma reação tem diminuição da quantidade de matéria de gás, ocorre diminuição da entropia do sistema durante a reação. Podemos desprezar as entropias dos estados líquido e sólido quando houver gás, porque são muito menores do que a entropia das substâncias gasosas.
- Quanto maior a complexidade de um sistema, comparando-se para os mesmos estados físicos, maior será a sua desordem e maior será a sua entropia. Por exemplo, a entropia de 1 mol de $CaCO_3(s)$ é maior do que a entropia de 1 mol de CaO(s), pois no composto $CaCO_3(s)$ há maior número de átomos do que em CaO(s). Da mesma forma, a entropia molar de $C_2H_6(g)$ é maior do que a entropia molar de $CH_4(g)$. Ainda, é pelo mesmo motivo que a entropia dos gases nobres aumenta com o aumento de seu número atômico, pois quanto maior é o átomo (maior o número de prótons, nêutrons e elétrons), maior sua complexidade e maior sua entropia molar.
- Um sistema composto de uma substância pura é mais regular e ordenado que um sistema que apresenta impurezas, pois a presença delas desordena o padrão de distribuição de partículas. Portanto, misturas têm entropia maior do que suas respectivas substâncias puras separadas.

A entropia pode ser definida da seguinte maneira:

$$\Delta S = \int \frac{dQ_{reversível}}{T}$$

O entendimento dessa expressão envolve uma matemática bastante avançada. Entretanto, existe uma situação na natureza na qual o cálculo da variação de entropia é bastante simples: a mudança de estado físico de uma substância. Para esse caso, podemos escrever que:

$$\Delta S_{fusão} = \frac{\Delta H_{fusão}}{T_{fusão}} \text{ e } \Delta S_{ebulição} = \frac{\Delta H_{ebulição}}{T_{ebulição}}$$

Segunda lei: a entropia do universo aumenta

O enunciado da segunda lei da Termodinâmica diz que: **a entropia do universo aumenta espontaneamente**.

Define-se o universo como sendo um sistema e as suas vizinhanças. Dessa forma:

$$\Delta S_{universo} = \Delta S_{sistema} + \Delta S_{vizinhanças}$$

Como as vizinhanças trocam de calor de maneira reversível, temos:

$$\Delta S_{viz.} = \frac{\Delta H_{viz.}}{T_{viz.}}$$

Substituindo a última equação na equação anterior, temos:

$$\Delta S_{universo} = \Delta S_{sistema} + \frac{\Delta H_{viz.}}{T_{viz.}}$$

Entretanto, sabemos que $\Delta H_{viz.} = -\Delta H_{sist.}$. Assim:

$$\Delta S_{universo} = \Delta S_{sistema} - \frac{\Delta H_{sist.}}{T_{viz.}}$$

Para sistemas em que há equilíbrio térmico entre o sistema e suas vizinhanças, temos $T = T_{sist.} = T_{viz.}$. Portanto, multiplicando toda a equação anterior por $-T$, temos:

$$-T \cdot \Delta S_{universo} = -T \cdot \Delta S_{sistema} + \Delta H_{sistema}$$

Contudo, o termo $-T \cdot \Delta S_{universo}$ é definido como variação da energia livre de Gibbs e é representado por ΔG. Essa grandeza termodinâmica, que está relacionada à variação de entropia do universo, está também relacionada à espontaneidade dos fenômenos. Como os fenômenos espontâneos ocorrem quando a variação de entropia do universo é positiva, então os fenômenos são espontâneos para $\Delta G < 0$. Dessa forma, podemos escrever que:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Nessa equação:

- ΔG é a variação da energia livre de Gibbs;
- ΔH é a variação de entalpia;
- T é a temperatura absoluta em Kelvin;
- ΔS é a variação de entropia de um sistema, a qual é dada por $\Delta S = S_P - S_R$.

E, para finalizar, temos:

$$\begin{cases} \Delta G < 0 \Rightarrow \text{fenômeno espontâneo} \\ \Delta G = 0 \Rightarrow \text{equilíbrio químico} \\ \Delta G > 0 \Rightarrow \text{fenômeno não espontâneo ou} \\ \qquad\qquad\ \ \text{fenômeno inverso espontâneo} \end{cases}$$

Texto elaborado para fins didáticos.

Veja os principais assuntos e conceitos trabalhados neste capítulo acessando a seção **Resumindo** no livro digital, na Plataforma Poliedro.

Quer saber mais?

Texto

Como se determina o valor calórico de um alimento? Disponível em: http://p.p4ed.com/UPBTN.

Texto que aborda a principal técnica para determinação do valor calórico dos alimentos e traz algumas informações nutricionais. Acesso em: 26 jun. 2025.

Exercícios complementares

Entalpia e fatores que alteram o ΔH

1. PUC-GO 2023 Leia o texto a seguir sobre a reação de produção de gás carbônico:

Mesmo submetido a alta pressão, um novo catalisador à base de níquel, zinco e carbono conseguiu transformar dióxido de carbono, um dos principais gases de efeito estufa, em monóxido de carbono, um importante intermediário para gerar produtos de valor agregado. "O resultado da nossa pesquisa mostra que estamos cada vez mais próximos de produzir, por meio da catálise, derivados de petróleo, como plásticos e combustíveis", comemora Liane Rossi, professora do Instituto de Química da USP e coordenadora do estudo realizado no âmbito do Fapesp Shell Research Centre for Gas Innovation.

[...]

[...] Na oportunidade, os pesquisadores descobriram que um catalisador de níquel teve melhor desempenho após ser submetido a alta temperatura (800 graus Celsius), em atmosfera de dióxido de carbono e hidrogênio ou então de metano ou propano. "Esse processo possibilitava um excelente catalisador para a redução de dióxido de carbono: ele gerava exclusivamente monóxido de carbono, sem sinal do produto menos desejável, que é o metano", aponta Liane.

(Disponível em: https://jornal.usp.br/ciencias/cientistas-da-usp-estao-cada-vez-mais-perto-de-transformar-gas-carbonico-em-combustiveis-ou-plasticos-via-catalise/ Acesso em: 18 ago. 2022. Adaptado.)

Leve em conta as informações apresentadas e analise os itens que seguem:

I. Em uma reação química, temos alteração na energia interna das substâncias. Esta é dividida em duas partes: energia química (forças no núcleo do átomo) e energia térmica (movimento de translação, rotação e vibração de átomos e moléculas).

II. Em uma reação química, quando a energia interna total dos reagentes for maior que a energia interna total dos produtos formados, haverá um excedente de energia que será liberado em forma de calor, reação exotérmica.

III. Em uma reação química, o estado físico em que os produtos são formados altera a entalpia da reação, pois parte da energia que é liberada ou absorvida durante a reação fica na forma de agitação térmica dos átomos e/ou moléculas.

Considerando os itens apresentados, assinale a única alternativa que reúne a totalidade dos itens corretos quanto às reações químicas:

a) III apenas.
b) I apenas.
c) I e II apenas.
d) II e III apenas.

2. Fatec-SP 2019 Um incêndio atingiu uma fábrica de resíduos industriais em Itapevi, na Grande São Paulo. O local armazenava três toneladas de fosfeto de alumínio (AℓP). De acordo com a Companhia Ambiental do Estado de São Paulo (Cetesb), o fosfeto de alumínio reagiu com a água usada para apagar as chamas, produzindo hidróxido de alumínio e fosfina (PH_3). A fosfina é um gás tóxico, incolor, e não reage com a água, porém reage rapidamente com o oxigênio liberando calor e produzindo pentóxido de difósforo (P_2O_5). Segundo os médicos, a inalação do P_2O_5 pode causar queimadura tanto na pele quanto nas vias respiratórias devido à formação de ácido fosfórico.

https://tinyurl.com/yafzufbo. Acesso em: 11.10.18. Adaptado.

Gráfico 1

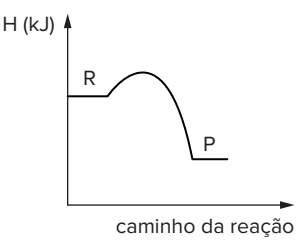


Gráfico 2

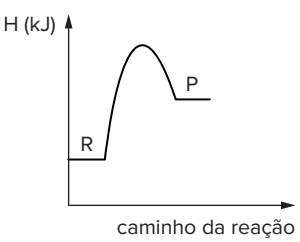
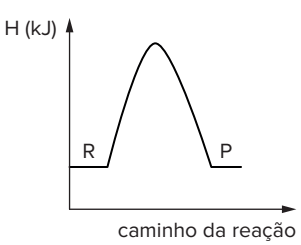


Gráfico 3



Entre os gráficos 1, 2 e 3, aquele que representa corretamente a reação da fosfina com o oxigênio, descrita no texto, é o

FRENTE 3

a) gráfico 1, pois a reação é endotérmica e apresenta $\Delta_r H° < 0$.

b) gráfico 1, pois a reação é exotérmica e apresenta $\Delta_r H° < 0$.

c) gráfico 2, pois a reação é endotérmica e apresenta $\Delta_r H° > 0$.

d) gráfico 2, pois a reação é exotérmica e apresenta $\Delta_r H° < 0$.

e) gráfico 3, pois a reação é endotérmica e apresenta $\Delta_r H° > 0$.

3. Unicid-SP 2017 A sublimação é um processo que pode interferir na qualidade de produtos farmacêuticos. Considere um analgésico comercializado em pílulas que tem como princípio ativo o ibuprofeno ($C_{13}H_{18}O_2$) e os seguintes dados:

$$\Delta H_{vap} = 70{,}12 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{fus} = 21{,}7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

(www.chemeo.com)

a) Calcule a entalpia de sublimação do ibuprofeno e classifique-a como endotérmica ou exotérmica.

b) Por que se recomenda que comprimidos à base de ibuprofeno sejam mantidos a temperaturas entre 15 e 25 °C?

4. Famerp-SP 2020 A decomposição térmica do carbonato de zinco ($ZnCO_3$) em seus óxidos tem uma entalpia positiva de 71,5 kJ/mol de $ZnCO_3$. A equação termoquímica que representa essa reação é

a) $ZnCO_3(s) \rightarrow ZnO(s) + CO(g) + \frac{1}{2} O_2(g) + 71{,}5 \text{ kJ}$

b) $ZnCO_3(s) + 71{,}5 \text{ kJ} \rightarrow ZnO(s) + CO(g) + \frac{1}{2} O_2(g)$

c) $ZnCO_3(s) + 71{,}5 \text{ kJ} \rightarrow ZnO_2(s) + CO(g)$

d) $ZnCO_3(s) \rightarrow ZnO(s) + CO_2(g) + 71{,}5 \text{ kJ}$

e) $ZnCO_3(s) + 71{,}5 \text{ kJ} \rightarrow ZnO(s) + CO_2(g)$

5. UEPG-PR 2023 A cânfora ($C_{10}H_{16}O$) é um terpenoide com atividade vasodilatadora que tem aplicação na formulação de pomadas e géis utilizados como descongestionantes, relaxantes musculares, entre outras aplicações. A combustão de 1 mol de cânfora, à pressão constante, causa a liberação de 5 903,6 kJ. Quando uma amostra de cânfora com massa de 0,1522 g é queimada em um calorímetro, a temperatura aumenta em 2,28 °C. Considerando as informações acima, assinale o que for correto.

Dados: Massa molar da cânfora (M) = 152,2 g mol^{-1}; Capacidade calorífica molar (C_M) = 251,2 J mol^{-1} K^{-1};
$Q_{reação} = C_M \cdot n \cdot \Delta T = C_c \cdot \Delta T$
Em que:
n = número de mols
ΔT = Variação de Temperatura ($T_{final} - T_{inicial}$)

01 O valor da variação de entalpia de combustão da cânfora é $\Delta_{comb}H = -5\,903{,}6 \text{ kJ mol}^{-1}$.

02 A combustão da cânfora é um processo exotérmico.

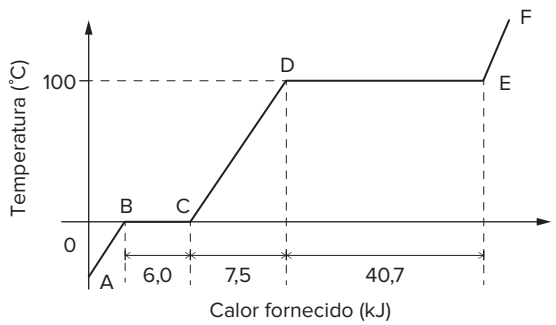
04 O valor da capacidade calorífica do calorímetro (C_c) utilizado na medida é de aproximadamente 0,251 J K^{-1}.

08 A massa de cânfora necessária para que o aumento da temperatura, no experimento descrito, fosse de 4,56 °C seria de aproximadamente 0,304 g.

16 Os produtos da reação de combustão da cânfora têm energia potencial maior do que a dos reagentes (cânfora e oxigênio).

Soma:

6. UFRGS 2025 O gráfico a seguir representa o diagrama de aquecimento de um mol de água. Assinale com **V** (verdadeiro) ou **F** (falso) as afirmações a seguir sobre informações obtidas a partir desse diagrama.



( ) Os segmentos de reta AB, CD e EF representam processos de aquecimento, e os segmentos de reta BC e DE representam processos de mudança de estado físico.

( ) O calor absorvido, durante a vaporização da água, fornece energia para romper as ligações covalentes das moléculas de água.

( ) A variação de entalpia total para a obtenção de um mol de vapor de água a 100 °C, a partir de um mol de água sólida a 0 °C, é $\Delta H = +54{,}2 \text{ kJ mol}^{-1}$.

( ) A condensação de 6,0 g de vapor de água a 100 °C libera 13,6 kJ de calor.

A sequência correta de preenchimento, de cima para baixo, é

a) V – V – V – F.

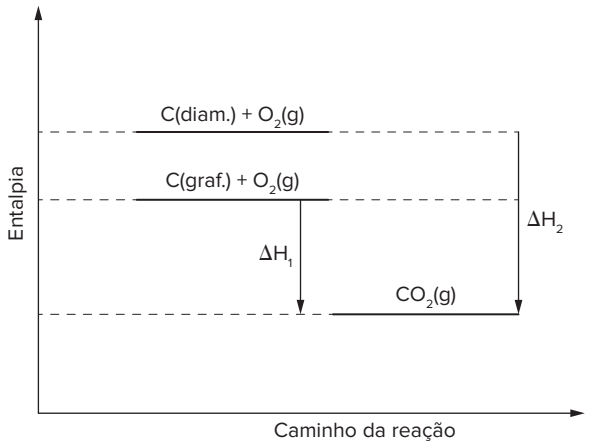
b) V – V – F – F.

c) V – F – V – V.

d) F – V – F – V.

e) F – F – V – V.

7. UFG-GO A alotropia dos elementos químicos afeta a entalpia da reação. Duas das formas alotrópicas do carbono são o grafite e o diamante. Observe o diagrama de entalpia a seguir.



Dados: $\Delta H_1 = -393{,}1$ kJ/mol; $\Delta H_2 = -395{,}0$ kJ/mol.

Ante o exposto, conclui-se que a conversão de diamante em grafite envolve

a) absorção de 1,9 kJ/mol.
b) liberação de 1,9 kJ/mol.
c) absorção de 788 kJ/mol.
d) liberação de 788 kJ/mol.
e) absorção de 395 kJ/mol.

8. Unifor-CE São dadas as equações termoquímicas para a formação da água a partir dos elementos:

$$H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(s) \qquad \Delta H_1 = -70 \text{ kcal/mol}$$

$$H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(\ell) \qquad \Delta H_2 = -68{,}3 \text{ kcal/mol}$$

$$H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(v) \qquad \Delta H_3 = -57{,}8 \text{ kcal/mol}$$

A partir das afirmativas a seguir:

I. O valor de ΔH maior que zero indica que as reações são exotérmicas.
II. A transformação $H_2O(v) \rightarrow H_2O(\ell)$ libera 10,5 kcal/mol.
III. O calor de solidificação da água vale −12,2 kcal/mol.
IV. A energia de 1 mol de H_2O no estado vapor é maior que a energia de 1 mol de $H_2O(\ell)$.
V. A formação de água a partir do hidrogênio libera calor.

É VERDADEIRO apenas o que se afirma em:

a) I, II e III.
b) III, IV e V.
c) II, IV e V.
d) I, III e IV.
e) II, III e V.

9. Enem PPL 2016 Para comparar a eficiência de diferentes combustíveis, costuma-se determinar a quantidade de calor liberada na combustão por mol ou grama de combustível. O quadro mostra o valor de energia liberada na combustão completa de alguns combustíveis.

Combustível	ΔH_c° a 25 °C (kJ/mol)
Hidrogênio (H_2)	−286
Etanol (C_2H_5OH)	−1 368
Metano (CH_4)	−890
Metanol (CH_3OH)	−726
Octano (C_8H_{18})	−5 471

As massas molares dos elementos H, C e O são iguais a 1 g/mol, 12 g/mol e 16 g/mol respectivamente.

ATKINS, P. *Princípios de química*. Porto Alegre: Bookman, 2007 (adaptado).

Qual combustível apresenta maior liberação de energia por grama?

a) Hidrogênio.
b) Etanol.
c) Metano.
d) Metanol.
e) Octano.

10. UEA-AM 2025 A combustão completa de 0,2 mol de um álcool consumiu 1,2 mol de O_2 e gerou 0,8 mol de CO_2 e 1 mol de H_2O, além de produzir 488,4 kJ. A fórmula molecular desse álcool e o seu calor de combustão, em kJ/mol, são, respectivamente,

a) C_4H_{10} e −2 442.
b) C_4H_{10} e +4 884.
c) $C_4H_{10}O$ e −2 442.
d) $C_4H_{10}O$ e −4 884.
e) $C_4H_{10}O_2$ e +2 442.

11. FICSAE-SP 2021 O biogás, majoritariamente constituído por metano (CH_4), é uma mistura gasosa obtida a partir da degradação da matéria orgânica. Essa mistura, quando descartada na atmosfera, causa inúmeros danos ao meio ambiente. O processo denominado reforma a vapor do biogás, representado na equação, produz gás hidrogênio, uma fonte alternativa aos combustíveis fósseis.

$$CH_4(g) + H_2O(g) \rightarrow CO(g) + 3\,H_2(g) \qquad \Delta H = 206 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

(https://ainfo.cnptia.embrapa.br. Adaptado.)

Considerando $R = 0{,}08 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$, a quantidade mínima de energia que deve ser fornecida na reforma a vapor com quantidade suficiente de metano para produção de 100 L de gás hidrogênio, armazenados a 300 K e 3,6 atm, é igual a

a) 512 kJ.
b) 1 536 kJ.
c) 1 030 kJ.
d) 206 kJ.
e) 2 060 kJ.

12. UFJF-MG 2021 Em agosto de 2020 ocorreu uma grande explosão no porto de Beirute, Líbano. Essa explosão aconteceu pelo armazenamento indevido de, aproximadamente, 2 800 toneladas de nitrato de amônio (NH_4NO_3). Esse mesmo composto já foi responsável por outras explosões trágicas como em

FRENTE 3

Oppau (Alemanha, 1921), no Texas (EUA, 1947) e em Tianjin (China, 2015). O nitrato de amônio é uma substância utilizada, principalmente, como fertilizante e pode ser obtido pela reação entre o hidróxido de amônio e o ácido nítrico.

a) Escreva a equação química da reação entre o ácido nítrico e o hidróxido de amônio para a obtenção de nitrato de amônio.

b) Sob altas temperaturas (> 500 °C) ocorre a degradação de forma explosiva do NH_4NO_3 de acordo com a equação química abaixo. Conhecendo-se o valor de entalpia para essa reação, nas condições-padrão (25 °C e 1 atm), calcule a quantidade de calor envolvida na explosão de 2 800 toneladas de nitrato de amônio.

$2\ NH_4NO_3(s) \rightarrow 2\ N_2(g) + O_2(g) + 4\ H_2O(\text{vapor})$ $(\Delta H = -50\ \text{kcal mol}^{-1})$

13. UFJF-MG 2017 Os alimentos ao serem consumidos são digeridos e metabolizados liberando energia química. Uma barra de cereal *light* de avelã com chocolate, que contém 77% de carboidratos, 4% de proteínas e 7% de lipídios, é um dos alimentos utilizados para adquirir energia, uma vez que a energia de combustão das proteínas e dos carboidratos é de 4 kcal · g^{-1} e dos lipídios é de 9 kcal · g^{-1}.
Com base nisso, calcule a quantidade de energia fornecida a um indivíduo que consome uma unidade de 22 gramas dessa barra de cereal.

a) 3,87 kcal.
b) 7,37 kcal.
c) 162,1 kcal.
d) 85,1 kcal.
e) 387,0 kcal.

14. UPE 2022 Para realizar atividades, utilizamos energia proveniente dos alimentos que consumimos, sendo uma das principais fontes a glicose, que, a partir da quebra no organismo, libera energia. Considere que toda energia liberada pela glicose, utilizada para fazer o corpo humano funcionar, siga a equação termoquímica não balanceada:

$C_6H_{12}O_6(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(\ell)$

$\Delta H = -6{,}6 \cdot 10^3$ kcal/mol de $C_6H_{12}O_6$

Levando em consideração que, para nadar, uma pessoa comum consome 660 kcal/hora, qual o consumo de glicose, em gramas, que essa pessoa deve fazer para nadar durante duas horas?

Dados: massas molares (g/mol) H = 1; C = 12; O = 16.

a) 18 g.
b) 36 g.
c) 40 g.
d) 72 g.
e) 80 g.

15. Unesp 2023 Considere as seguintes informações sobre o óleo *diesel*, uma mistura de hidrocarbonetos de fórmula geral C_nH_{2n+2}:

Fórmula molecular média: $C_{12}H_{26}$

Massa molar média: 170 g/mol

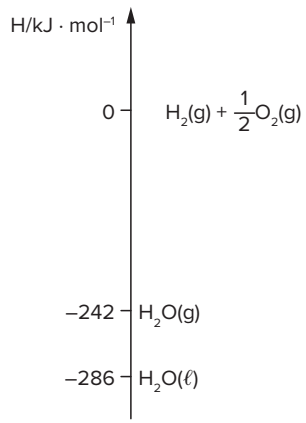
Poder calorífico aproximado: 45 000 kJ/kg

Um gerador de potência igual a 180 kW trabalhou sob regime de potência máxima durante 1 hora. Caso fosse possível transformar em energia elétrica toda a energia que se obtém pela queima do óleo *diesel*, a quantidade de óleo *diesel* consumida pelo gerador em uma hora seria próxima de

Dado: 1 W = 1 J/s.

a) 254 mol.
b) 169 mol.
c) 42 mol.
d) 85 mol.
e) 210 mol.

16. UFSJ-MG O diagrama a seguir apresenta transformações físico-químicas da água:



Com base nesse diagrama, é **CORRETO** afirmar que

a) a entalpia de formação da água líquida é 286 kJ/mol.
b) o calor liberado na vaporização da água é 44 kJ/mol.
c) a obtenção de 1 mol de água gasosa a partir de O_2 e H_2 libera 242 kJ.
d) a decomposição da água líquida é um processo exotérmico.

17. Fuvest-SP O hidrogênio tem sido apontado como possível fonte de energia do futuro. Algumas montadoras de automóveis estão construindo carros experimentais que podem funcionar utilizando gasolina ou hidrogênio líquido como combustível.
Considere a tabela a seguir, contendo dados obtidos nas mesmas condições, sobre a energia específica (quantidade de energia liberada pela combustão completa de 1 g de combustível) e o conteúdo de energia por volume (quantidade de energia liberada pela combustão completa de 1 L de combustível), para cada um desses combustíveis:

Combustível	Energia específica (kJ/g)	Conteúdo de energia por volume (10^3 kJ/L)
Gasolina líquida	47	35
Hidrogênio líquido	142	10

a) Com base nos dados da tabela, calcule a razão entre as densidades da gasolina líquida e do hidrogênio líquido ($d_{gasolina(\ell)}$ / $d_{hidrogênio(\ell)}$). Mostre os cálculos.

b) Explique por que, embora a energia específica do hidrogênio líquido seja maior do que a da gasolina líquida, o conteúdo de energia por volume do hidrogênio líquido é menor do que o da gasolina líquida.

Lei de Hess

18. **IFBA 2016** Observe, a seguir, algumas equações termoquímicas:

$C(grafite) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \quad \Delta H = -394\ kJ \cdot mol^{-1}$

$S(rômbico) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g) \quad \Delta H = -297\ kJ \cdot mol^{-1}$

$CS_2(\ell) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ SO_2(g) + CO_2(g)$
$\Delta H = -1\,077\ kJ \cdot mol^{-1}$

Com base nas informações anteriores, complete as lacunas, tornando a afirmação a seguir verdadeira.
A entalpia de formação do $CS_2(\ell)$, a partir de seus elementos formadores, tem $\Delta H =$ _____, sendo, portanto, uma reação _____.

a) $+89\ kJ \cdot mol^{-1}$, endotérmica.
b) $+389\ kJ \cdot mol^{-1}$, endotérmica.
c) $+1\,768\ kJ \cdot mol^{-1}$, endotérmica.
d) $-1\,768\ kJ \cdot mol^{-1}$, exotérmica.
e) $-2\,065\ kJ \cdot mol^{-1}$, exotérmica.

19. **Fuvest-SP** Pode-se calcular a entalpia molar de vaporização do etanol a partir das entalpias das reações de combustão representadas por:

$C_2H_5OH(\ell) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 3\ H_2O(\ell)\ \Delta H_1$

$C_2H_5OH(g) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(g)\ \Delta H_2$

Para isso, basta que se conheça, também, a entalpia molar de

a) vaporização da água.
b) sublimação do dióxido de carbono.
c) formação da água líquida.
d) formação do etanol líquido.
e) formação do dióxido de carbono gasoso.

20. **UCS-RS** Considere as equações químicas a seguir.

$$6\ C(s) + 6\ H_2(g) + 3\ O_2(g) \rightarrow C_6H_{12}O_6(aq)$$

$$\Delta H = -1263\ kJ \cdot mol^{-1}$$

$$C(g) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$$

$$\Delta H = -413\ kJ \cdot mol^{-1}$$

$$H_2(g) + \frac{1}{2}\ O_2(g) \rightarrow H_2O(\ell)$$

$$\Delta H = -286\ kJ \cdot mol^{-1}$$

As células usam glicose, um dos principais produtos da fotossíntese, como fonte de energia e como intermediário metabólico. Com base nas equações apresentadas, qual é a energia envolvida ($kJ \cdot mol^{-1}$) na queima metabólica de 1 mol de glicose?
Considere a equação química dessa queima como:

$$C_6H_{12}O_6(aq) + 6\ O_2(g) \rightarrow 6\ CO_2(g) + 6\ H_2O(\ell)$$

a) −3931.
b) −2931.
c) −1931.
d) +1931.
e) +2931.

21. **UFPR 2025** Na busca por combustíveis menos danosos ao meio ambiente, a amônia (NH_3) tem sido considerada uma possível alternativa. Sua combustão no motor não libera gás carbônico para a atmosfera e produz bastante calor, como mostra a Reação 1:

$$4\ NH_3 + 3\ O_2 \rightarrow 2\ N_2 + 6\ H_2O$$
$$\Delta H_1 = -1268\ kJ \quad \text{(Reação 1)}$$

Entretanto, a adoção da amônia encontra vários obstáculos técnicos, como o fato de sua combustão também produzir óxidos de nitrogênio altamente tóxicos. A produção do óxido de nitrogênio mais simples (NO) é mostrada na Reação 2:

$$4\ NH_3 + 5\ O_2 \rightarrow 4\ NO + 6\ H_2O$$
$$\Delta H_2 = -904\ kJ \quad \text{(Reação 2)}$$

Por outro lado, o óxido de nitrogênio é produzido por qualquer motor de combustão interna a partir do nitrogênio atmosférico, como mostra a Reação 3:

$$N_2 + O_2 \rightarrow 2\ NO \qquad \Delta H_3 = ? \quad \text{(Reação 3)}$$

Utilizando os dados fornecidos, assinale a alternativa que apresenta corretamente o valor da variação da entalpia da Reação 3 (ΔH_3), em kJ.

a) 182
b) 364
c) 728
d) 1 086
e) 2 172

22. **Fuvest-SP** O "besouro bombardeiro" espanta seus predadores expelindo uma solução quente. Quando ameaçado, em seu organismo ocorre a mistura de soluções aquosas de hidroquinona, peróxido de hidrogênio e enzimas, que promovem uma reação exotérmica, representada por:

$$C_6H_4(OH)_2(aq) + H_2O_2(aq) \xrightarrow{\text{enzimas}} C_6H_4O_2(aq) + 2\ H_2O(\ell)$$

O calor envolvido nessa transformação pode ser calculado, considerando-se os processos:

$$C_6H_4(OH)_2(aq) \rightarrow C_6H_4O_2(aq) + H_2(g) \quad \Delta H^\circ = +177\ kJ \cdot mol^{-1}$$

$$H_2O(\ell) + \frac{1}{2}\ O_2(g) \rightarrow H_2O_2(aq) \quad \Delta H^\circ = +95\ kJ \cdot mol^{-1}$$

$$H_2O(\ell) \rightarrow \frac{1}{2}\ O_2(g) + H_2(g) \quad \Delta H^\circ = +286\ kJ \cdot mol^{-1}$$

Assim sendo, o calor envolvido na reação que ocorre no organismo do besouro é

a) $-558\ kJ \cdot mol^{-1}$.
b) $-204\ kJ \cdot mol^{-1}$.
c) $+177\ kJ \cdot mol^{-1}$.
d) $+558\ kJ \cdot mol^{-1}$.
e) $+585\ kJ \cdot mol^{-1}$.

23. **UFTM-MG** Células a combustível são dispositivos que geram energia elétrica a partir da reação dos gases hidrogênio e oxigênio do ar. O gás hidrogênio, empregado para esta finalidade, pode ser obtido a partir da reforma catalítica do gás metano, que é a reação catalisada do metano com vapor d'água, gerando, ainda, monóxido de carbono como subproduto.
Dadas as reações de combustão,

$CH_4(g) + 2\,O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\,H_2O(g)\ \Delta H^\circ = -890\ kJ \cdot mol^{-1}$

$CO(g) + \frac{1}{2}\,O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \qquad \Delta H^\circ = -284\ kJ \cdot mol^{-1}$

$H_2(g) + \frac{1}{2}\,O_2(g) \rightarrow H_2O(g) \qquad \Delta H^\circ = -241\ kJ \cdot mol^{-1},$

e considerando que seus valores de entalpia não se alteram na temperatura de reação da reforma, pode-se afirmar que a energia envolvida na reforma de um mol de gás metano, em kJ, é igual a

a) +117. **c)** +471. **e)** −365.
b) +365. **d)** −117.

24. **Famerp-SP 2025** O ítrio (Y) é um metal de transição raro. Na forma elementar, é aplicado em sondas de raios *laser*.
O processo de obtenção do ítrio metálico inicia com a reação de seu óxido (Y_2O_3) com o ácido clorídrico ($HC\ell$), formando o cloreto de ítrio anidro ($YC\ell_3$), e finaliza com a reação representada na equação:

$$YC\ell_3(g) \rightarrow Y(s) + \frac{3}{2}\,C\ell_2(g)$$

A tabela apresenta valores de entalpia de algumas reações envolvendo compostos que participam do processo de obtenção do ítrio metálico.

Transformação	Equação	Entalpia (ΔH)
1	$Y_2O_3(s) + 6\,HC\ell(g) \rightarrow$ $\rightarrow 2\,YC\ell_3(s) + 3\,H_2O(\ell)$	+96 kJ
2	$2\,YC\ell_3(s) \rightarrow 2\,YC\ell_3(g)$	+224 kJ
3	$2\,Y(s) + \frac{3}{2}\,O_2(g) \rightarrow Y_2O_3(s)$	−1864 kJ
4	$3\,H_2(g) + \frac{3}{2}\,O_2(g) \rightarrow 3\,H_2O(\ell)$	−858 kJ
5	$6\,HC\ell(g) \rightarrow 3\,H_2(g) + 3\,C\ell_2(g)$	+552 kJ

a) Analise a transformação 1 e classifique o óxido de ítrio (Y_3O_2) quanto a seu caráter ácido-base. Dê o nome da transformação 2, representada na equação da tabela.
b) Usando a Lei de Hess e as equações de reação da tabela, apresente a somatória das reações que resulta na equação da etapa final de obtenção do ítrio metálico e forneça a entalpia da reação que resulta em um mol desse metal sólido.

25. **Uespi** O N_2O é conhecido como gás hilariante, pois age sobre o sistema nervoso central, provocando riso de forma histérica. Esse gás pode ser produzido pela decomposição térmica do nitrato de amônio, de acordo com a equação:

$$NH_4NO_3(s) \rightarrow N_2O(g) + 2\,H_2O(g)$$

Utilizando os dados termoquímicos a seguir, calcule a quantidade de calor liberada nesse processo de obtenção do gás hilariante.

$H_2(g) + \frac{1}{2}\,O_2(g) \rightarrow H_2O(g) \qquad \Delta H = -241{,}8\ kJ$

$N_2(g) + \frac{1}{2}\,O_2(g) \rightarrow N_2O(g) \qquad \Delta H = 81{,}6\ kJ$

$N_2(g) + 2\,H_2(g) + \frac{3}{2}\,O_2(g) \rightarrow NH_4NO_3(s) \quad \Delta H = -365{,}3\ kJ$

a) 205,1 kJ. **d)** 95,4 kJ.
b) 36,7 kJ. **e)** 46,7 kJ.
c) 146,3 kJ.

26. **Unesp 2021** Analise as equações termoquímicas.

$C(s) + \frac{3}{2}\,O_2(g) + Ca(s) \rightarrow CaCO_3(s);\ \Delta H = -1\,207\ kJ/mol$

$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g);\ \Delta H = -394\ kJ/mol$

$Ca(s) + \frac{1}{2}\,O_2(g) \rightarrow CaO(s);\ \Delta H = -634\ kJ/mol$

A partir dessas equações, pode-se prever que o ΔH da reação de decomposição do calcário que produz cal viva (cal virgem) e dióxido de carbono seja igual a

a) +573 kJ/mol.
b) +1 601 kJ/mol.
c) −2 235 kJ/mol.
d) −1 028 kJ/mol.
e) +179 kJ/mol.

27. **UEPG-PR** Deseja-se determinar o valor de ΔH° da reação de hidrogenação do eteno, representada a seguir.

$$C_2H_4(g) + H_2(g) \rightarrow C_2H_6(g) \qquad \Delta H^\circ = ?$$

Para tanto, dispõe-se das seguintes entalpias-padrão de combustão:

I. $C_2H_4(g) + 3\,O_2(g) \rightarrow 2\,CO_2(g) + 2\,H_2O(\ell)$
$\Delta H_f^\circ = -1411{,}2\ kJ/mol$

II. $H_2(g) + \frac{1}{2}\,O_2(g) \rightarrow H_2O(\ell)$
$\Delta H_f^\circ = -285{,}8\ kJ/mol$

III. $C_2H_6(g) + \frac{7}{2}\,O_2(g) \rightarrow 2\,CO_2(g) + 3\,H_2O(\ell)$
$\Delta H_f^\circ = -1\,560{,}7\ kJ/mol$

Assim, utilizando a Lei de Hess para calcular o valor de ΔH° desejado, assinale o que for correto.

01 Deve-se multiplicar a reação I por 2.
02 Deve-se inverter a reação III.
04 O valor do ΔH° desejado é −136,3 kJ.
08 A reação de hidrogenação do eteno é endotérmica.

Soma:

28. **UEL-PR** Um dos maiores problemas do homem, desde os tempos pré-históricos, é encontrar uma maneira de obter energia para aquecê-lo nos rigores do inverno, acionar e desenvolver seus artefatos, transportá-lo de um canto a outro e para a manutenção de sua vida e lazer. A reação de combustão é uma maneira simples de se obter energia na forma de calor. Sobre a obtenção de calor, considere as equações a seguir.

$C(grafite) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\quad \Delta H = -94{,}1$ kcal

$H_2O(\ell) \rightarrow H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g)$ $\quad \Delta H = +68{,}3$ kcal

$C(grafite) + 2\ H_2(g) \rightarrow CH_4(g)$ $\quad \Delta H = -17{,}9$ kcal

Assinale a alternativa que apresenta, corretamente, o valor do calor de combustão (ΔH) do metano (CH_4) na equação a seguir.

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(\ell)$$

a) −212,8 kcal.
b) −144,5 kcal.
c) −43,7 kcal.
d) +144,5 kcal.
e) +212,8 kcal.

29. **UPF-RS (Adapt.)** A termoquímica estuda a energia que é liberada ou absorvida, sob a forma de calor, em pressão constante, em processos como mudanças de fases e reações químicas. Sobre a termoquímica, analise as afirmações a seguir e marque **V** para **verdadeiro** e **F** para **falso**.

( ) Uma reação de combustão é uma reação exotérmica, na qual a variação de entalpia tem sinal negativo.
( ) Quando uma reação endotérmica ocorre, o sistema formado pelos participantes dessa reação absorve calor das vizinhanças.
( ) Derramando-se gotas de propanona ($H_3CCOCH_3(\ell)$) na pele, é provocada uma sensação de frio, justificada em razão de a evaporação ser um processo exotérmico.
( ) A dissolução do H_2SO_4 concentrado em água é um processo exotérmico, que pode ser confirmado pela diminuição da temperatura.
( ) O processo de fusão do gelo absorve calor da vizinhança, assim, a variação de entalpia tem sinal negativo.

A sequência **correta** de preenchimento, de cima para baixo, é:

a) V − F − V − F − V.
b) V − V − V − F − F.
c) F − V − V − F − V.
d) V − V − F − F − F.
e) F − V − F − V − V.

30. **Mackenzie-SP** A hidrogenação do acetileno é efetuada pela reação desse gás com o gás hidrogênio, originando, nesse processo, o etano gasoso, como mostra a equação química a seguir.

$$C_2H_2(g) + 2\ H_2(g) \rightarrow C_2H_6(g)$$

É possível determinar a variação da entalpia para esse processo, a partir de dados de outras equações termoquímicas, por meio da aplicação da Lei de Hess.

$$C_2H_2(g) + \frac{5}{2} O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + H_2O(\ell)$$

$\Delta H_C^\circ = -1301$ kJ/mol

$$C_2H_6(g) + \frac{7}{2} O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(\ell)$$

$\Delta H_C^\circ = -1561$ kJ/mol

$$H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(\ell)$$

$\Delta H_C^\circ = -286$ kJ/mol

Assim, usando as equações termoquímicas de combustão no estado-padrão, é correto afirmar que a variação da entalpia para a hidrogenação de 1 mol de acetileno, nessas condições, é de

a) −256 kJ/mol.
b) −312 kJ/mol.
c) −614 kJ/mol.
d) −814 kJ/mol.
e) −3 148 kJ/mol.

31. **IFSul-RS** Um dos fertilizantes mais usados é o feito à base de nitratos. Esses nitratos são provenientes do ácido nítrico. Uma das etapas de obtenção desse ácido se dá pela reação de oxidação da amônia na presença de catalisador e a uma temperatura de 950 °C. Essa reação pode ser representada pela equação global:

$$4\ NH_3 + 7\ O_2 \rightarrow 4\ NO_2 + 6\ H_2O$$

Considerando as reações demonstradas pelas equações a seguir qual o valor da variação de entalpia da equação global?

Equação 1: $N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$ $\quad \Delta H = -92$ kJ

Equação 2: $N_2 + 2\ O_2 \rightarrow 2\ NO_2$ $\quad \Delta H = +68$ kJ

Equação 3: $H_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow H_2O$ $\quad \Delta H = -286$ kJ

a) −1 396 kJ.
b) −1 764 kJ.
c) −1 488 kJ.
d) −310 kJ.

32. **UEPG-PR 2023** Considere a equação apresentada abaixo:

I) $2\ C(graf.) + 3\ H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow C_2H_6O(\ell)$

Com base na Lei de Hess e utilizando as equações a seguir, assinale o que for correto.

II) $C(graf.) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\quad \Delta H = -394$ kJ/mol

III) $H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(\ell)$ $\quad \Delta H = -286$ kJ/mol

IV) $C_2H_6O(\ell) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(\ell)$
$\Delta H = -1368$ kJ/mol

01 Para o cálculo do ΔH da equação I, precisamos considerar a equação II multiplicada por 2.
02 Para o cálculo do ΔH da equação I, precisamos considerar a equação III multiplicada por 3.
04 Para o cálculo do ΔH da equação I, precisamos inverter o sentido da equação IV.
08 O valor de ΔH da equação I é +278 kJ/mol.

Soma:

FRENTE 3

33. **Unesp 2016** Em 1840, o cientista Germain Henri Hess (1802-1850) enunciou que a variação de entalpia (ΔH) em uma reação química é independente do caminho entre os estados inicial e final da reação, sendo igual à soma das variações de entalpias em que essa reação pode ser desmembrada.
Durante um experimento envolvendo a Lei de Hess, através do calor liberado pela reação de neutralização de uma solução aquosa de ácido cianídrico (HCN) e uma solução aquosa de hidróxido de sódio (NaOH), foi obtido o valor de 2,9 kcal · mol^{-1} para a entalpia nesta reação. Sabendo que a entalpia liberada pela neutralização de um ácido forte e uma base forte é de 13,3 kcal · mol^{-1}, que o ácido cianídrico é um ácido muito fraco e que o hidróxido de sódio é uma base muito forte, calcule a entalpia de ionização do ácido cianídrico em água e apresente as equações químicas de todas as etapas utilizadas para esse cálculo.

34. **Uece** A glicose é produzida no intestino pela degradação dos carboidratos, e transportada pelo sangue até as células onde reage com o oxigênio produzindo dióxido de carbono e água. Para entender a formação da glicose, são fornecidas as seguintes equações:

I. $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$
$\Delta H = -94{,}1$ kcal

II. $H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(g)$
$\Delta H = -68{,}3$ kcal

III. $C_6H_{12}O_6(s) + 6\ O_2(g) \rightarrow 6\ CO_2(g) + 6\ H_2O(g)$
$\Delta H = -673{,}0$ kcal

Considerando as reações que conduzem à formação da glicose e apenas as informações apresentadas, pode-se afirmar corretamente que o processo é

a) espontâneo.
b) não espontâneo.
c) endoenergético.
d) exoenergético.

35. **Uerj** A equação química seguinte representa a reação da produção industrial de gás hidrogênio.

$$H_2O(g) + C(s) \rightarrow CO(g) + H_2(g)$$

Na determinação da variação de entalpia dessa reação química, são consideradas as seguintes equações termoquímicas, a 25 °C e 1 atm:

$H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(g)$ $\quad \Delta H^\circ = -242$ kJ

$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\quad \Delta H^\circ = -393{,}5$ kJ

$O_2(g) + 2\ CO(g) \rightarrow 2\ CO_2(g)$ $\quad \Delta H^\circ = -477{,}0$ kJ

Calcule a energia, em quilojoules, necessária para a produção de 1 kg de gás hidrogênio e nomeie o agente redutor desse processo industrial.

36. **UEM-PR 2022** Assinale o que for correto.

01 Ao se considerar a sublimação um fenômeno físico no qual um sólido se transforma em um gás sem passar pelo estado líquido, pode-se dizer que se trata de um processo endotérmico.

02 A quantidade de calor liberada por uma reação que é capaz de elevar de 22 °C para 32 °C a temperatura de 3 kg de água é igual a 30 kcal. (Dado: calor específico da água é 1,0 cal/g°C).

04 A reação de formação de 1 mol de água líquida a 25 °C e 1 atm , a partir de $H_2(g)$ e $O_2(g)$, libera uma maior quantidade de calor do que a reação de formação de 1 mol de água sólida (nas mesmas condições).

08 De acordo com a Lei de Hess, o ΔH (quantidade de calor liberada ou absorvida) de uma reação química independe das etapas ou dos caminhos percorridos durante a reação.

16 A variação de entalpia é a medida da quantidade de calor liberada ou absorvida pela reação, a uma pressão constante.

Soma:

Entalpia de formação

37. **UFC-CE** Considerando a reação de combustão completa da sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) e de acordo com os valores de entalpia-padrão de formação a seguir, assinale a alternativa que expressa corretamente o valor da entalpia-padrão de formação (em kJ/mol) de um mol de sacarose.

Dados: ΔH_f° (H_2O, ℓ) = −286 kJ/mol;
ΔH_f° (CO_2, g) = −394 kJ/mol;
ΔH_f° (O_2, g) = 0;
ΔH_f°($C_{12}H_{22}O_{11}$, s) = −5 654 kJ/mol.

a) 220.
b) 110.
c) −1 110.
d) −2 220.
e) −4 440.

38. **Fatec-SP 2020** Uma das áreas de aplicação dos conhecimentos de biotecnologia no mercado de trabalho é a produção de alimentos, bebidas e biocombustíveis que utilizam microrganismos em sua fabricação. Nesse contexto, um dos processos utilizados é a fermentação de carboidratos.
A equação química que representa a reação que ocorre na fermentação alcoólica da glicose é

$$C_6H_{12}O_6(aq) \rightarrow 2\ C_2H_6O(aq) + 2\ CO_2(g)\ \Delta_rH = ?$$

Assinale a alternativa que apresenta o valor correto da entalpia-padrão da reação (Δ_rH) de fermentação da glicose, em kJ/mol.

Dados: entalpias de formação em kJ/mol:

Substância	Δ_fH
$C_6H_{12}O_6(aq)$	−1 277
$C_2H_6O(aq)$	−278
$CO_2(g)$	−394

a) −67.
b) −32.
c) +16.
d) +32.
e) +67.

39. **Unesp 2020** Para obter energia térmica, com a finalidade de fundir determinada massa de gelo, produziu-se a combustão de um mol de gás butano (C_4H_{10}), a 1 atm e a 25 °C. A reação de combustão desse gás é:

$$C_4H_{10}(g) + \frac{13}{2} O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 5\ H_2O(\ell)$$

As entalpias-padrão de formação (ΔH) das substâncias citadas estão indicadas na tabela:

Substância	ΔH (kJ/mol)
$C_4H_{10}(g)$	−126
$CO_2(g)$	−393
$H_2O(\ell)$	−286
$O_2(g)$	zero

Considerando que a energia térmica proveniente dessa reação foi integralmente absorvida por um grande bloco de gelo a 0 °C e adotando 320 J/g para o calor latente de fusão do gelo, a massa de água líquida obtida a 0 °C, nesse processo, pelo derretimento do gelo foi de, aproximadamente

a) 7 kg. **c)** 3 kg. **e)** 9 kg.
b) 5 kg. **d)** 10 kg.

40. **Uerj** A decomposição térmica do carbonato de cálcio tem como produtos o óxido de cálcio e o dióxido de carbono. Na tabela a seguir, estão relacionados os períodos de quatro elementos químicos do grupo 2 da tabela de classificação periódica e a entalpia-padrão de decomposição do carbonato correspondente a cada um desses elementos.

Período	Entalpia-padrão (kJ · mol^{-1})
3º	100
4º	180
5º	220
6º	260

A energia, em quilojoules, necessária para a obtenção de 280 g de óxido de cálcio a partir de seu respectivo carbonato é igual a:

a) 500. **c)** 1 100.
b) 900. **d)** 1 300.

41. **Acafe-SC 2016** O benzeno é um hidrocarboneto aromático que pode ser usado nas refinarias de petróleo e nas indústrias de álcool anidro.
Baseado nas informações fornecidas e nos conceitos químicos, assinale a alternativa que contém a energia liberada (em módulo) na combustão completa de 156 g de benzeno, nas condições-padrão.

Dados: entalpias de formação nas condições-padrão: $C_6H_6(\ell)$: 49,0 kJ/mol; $CO_2(g)$: −393,5 kJ/mol; $H_2O(\ell)$: −285,8 kJ/mol; C: 12 g/mol; H: 1 g/mol.

a) 6 338,8 kJ. **c)** 3 169,4 kJ.
b) 6 534,8 kJ. **d)** 3 267,4 kJ.

42. **Mackenzie-SP 2018** O gás de água é uma mistura gasosa que contém monóxido de carbono e hidrogênio. Por ser um produto industrial da reação de passagem de vapor de água através do carvão incandescente, seu processo pode ser equacionado por $C(\text{grafite}) + H_2O(v) \rightarrow CO(g) + H_2(g)$.

Substância	H_f° (kJ · mol^{-1})
CO(g)	−110,5
$H_2O(v)$	−241,8

Considerando-se os valores de entalpia de formação acima tabelados, todos no estado-padrão, pode-se afirmar que a entalpia dessa reação é igual a

a) −131,3 kJ. **c)** −352,3 kJ. **e)** 0 kJ.
b) +131,3 kJ. **d)** +352,3 kJ.

43. **FGV-SP** É um pequeno passo para um homem, mas um gigantesco salto para a Humanidade, disse Neil Armstrong, ao pisar na Lua há 40 anos, em julho de 1969. Para realizar essa façanha, o foguete utilizou, na época, oxigênio e hidrogênio líquidos como combustíveis, que reagiam na câmara de combustão produzindo um gás que era expelido em alta pressão, lançando a Apollo 11 rumo ao espaço. A reação química é representada na equação:

$$H_2(\ell) + \frac{1}{2} O_2(\ell) \rightarrow H_2O(g)$$

Na tabela, são dados os valores de entalpia-padrão de formação e de vaporização:

Substâncias	Entalpia (ΔH°) de
$H_2O(\ell)$	formação = −285,83 kJ/mol.
$H_2(\ell)$	vaporização = +0,45 kJ/mol.
$O_2(\ell)$	vaporização = +3,40 kJ/mol.
$H_2O(\ell)$	vaporização = +44,0 kJ/mol.

O valor que mais se aproxima da entalpia de reação para a reação descrita na equação é:

a) −330 kJ. **c)** +240 kJ. **e)** +330 kJ.
b) −240 kJ. **d)** +245 kJ.

44. **Unifimes-GO 2016** O cloreto de amônio ($NH_4C\ell$) é um sólido cristalino, preparado comercialmente pela reação de amônia (NH_3) com ácido clorídrico ($HC\ell$), no estado gasoso. Ele é o componente ativo de alguns expectorantes e antitussígenos.

a) Considere os seguintes valores de entalpia-padrão de formação:
$\Delta H_f^\circ\ (NH_3\ (g)) = -46{,}1\ kJ \cdot mol^{-1}$
$\Delta H_f^\circ\ (HC\ell\ (g)) = -92{,}3\ kJ \cdot mol^{-1}$
$\Delta H_f^\circ\ (NH_4C\ell\ (g)) = -314{,}4\ kJ \cdot mol^{-1}$
Escreva a equação da reação de síntese do $NH_4C\ell$ e calcule a variação de entalpia dessa reação.
b) Em temperatura ambiente, ao se preparar uma solução de $NH_4C\ell$ em água, percebe-se um resfriamento dessa solução. Interprete esse fenômeno com base em seus conhecimentos sobre forças intermoleculares e dissolução de compostos iônicos.

FRENTE 3

45. UEG-GO 2019 O álcool etílico combustível, mais popularmente conhecido como etanol, é uma fonte de energia limpa e renovável, proveniente de várias matérias-primas como beterraba, milho e cana-de-açúcar, sendo esta última o insumo agrícola mais utilizado na produção de etanol no Brasil.

Ao contrário dos combustíveis fósseis, o etanol é uma fonte de energia natural e limpa, pois sua composição não contém poluentes que sejam prejudiciais à saúde e ao meio ambiente. Desde o momento em que brota no campo, a cana-de-açúcar passa a absorver parte do gás carbônico utilizado na produção e no consumo do etanol.

A crescente fabricação brasileira de carros *flex* (movidos a gasolina e etanol), iniciada em 2003, foi o que permitiu o avanço da utilização do etanol no Brasil. Atualmente, 97,7% dos carros produzidos no país podem ser abastecidos com etanol ou gasolina, puros ou misturados em qualquer proporção. A equação química que representa o processo de combustão do etanol encontra-se mostrada a seguir.

$$C_2H_6O(\ell) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(\ell)$$

Sabendo-se que a entalpia de formação da $H_2O(\ell)$ é -286 kJ/mol; que a do $CO_2(g)$ é $-393{,}5$ kJ/mol e que a do $C_2H_6O(\ell)$ é $-277{,}6$ kJ/mol, verifica-se que a energia liberada na combustão de 1,0 mol de etanol é:

a) $-1367{,}4$ kJ/mol.
b) $-401{,}9$ kJ/mol.
c) $+401{,}9$ kJ/mol.
d) $-348{,}6$ kJ/mol.
e) $+1367{,}4$ kJ/mol.

46. UFRR 2025 A combustão completa de um hidrocarboneto se dá quando há oxigênio suficiente para queimar todo o combustível, resultando em dióxido de carbono e água. E a combustão incompleta acontece quando o oxigênio é insuficiente para queimar todo o combustível, gerando monóxido de carbono e água, ou fuligem (principalmente carbono) e água.

A seguir são apresentadas as reações de combustão do octano (C_8H_{18}):

$C_8H_{18}(\ell) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(\ell)$
(combustão completa)

$C_8H_{18}(\ell) + O_2(g) \rightarrow CO(g) + H_2O(\ell)$
(combustão incompleta)

Calcule o calor (ΔH) produzido na combustão incompleta de 3,5 L de octano a 25 °C e assinale a alternativa que o apresenta CORRETAMENTE:

Dados: Massas atômicas (C = 12 u, H = 1 u, O = 16 u)
Densidade $C_8H_{18}(\ell) = 0{,}70$ g/mL
$\Delta H_{combustão}(C_8H_{18}) = -1302{,}7$ kcal
$\Delta H°_f(CO_2(g)) = -94{,}0$ kcal
$\Delta H°_f(CO(g)) = -26{,}4$ kcal
$\Delta H°_f(H_2O(\ell)) = -68{,}3$ kcal

a) 12 500 kcal
b) 6 200 kcal
c) 3 000 kcal
d) 16 373 kcal
e) 762 kcal

47. UEM-PR Dadas as reações a seguir, a 25 °C e 1 atm de pressão, assinale o que for correto.

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightarrow 2\ NH_3(g)$$
$$\Delta H = -90\ kJ/mol$$
$$H_2(g) + \frac{1}{2}\ O_2(g) \rightarrow H_2O(\ell)$$
$$\Delta H = -286\ kJ/mol$$
$$CO_2(g) + 2\ H_2O(\ell) + N_2(g) \rightarrow CO(NH_2)_2(s) + \frac{3}{2}\ O_2(g)$$
$$\Delta H = +631\ kJ/mol$$

01 A reação que indica a produção de ureia a partir de dióxido de carbono, água e dinitrogênio é uma reação exotérmica.
02 A reação de produção de ureia e água a partir de 2 $NH_3(g)$ e $CO_2(g)$ possui variação de entalpia igual a -137 kJ/mol.
04 A variação de entalpia na formação da água a partir de $H_2(g)$ e $\frac{1}{2}\ O_2(g)$ é negativa, pois há liberação de energia.
08 A entalpia-padrão de formação da amônia é igual a -45 kJ/mol.
16 As entalpias de $H_2(g)$ e de $O_2(g)$ são iguais a zero.

Soma:

48. Unioeste-PR 2020 O óxido de magnésio é utilizado como matéria-prima ou precursor na síntese de vários compostos de magnésio para aplicação química, industrial e farmacêutica. Quando se adiciona óxido de magnésio (MgO) à água, há uma liberação de calor devido à seguinte reação química:

$$MgO + H_2O \rightarrow Mg(OH)_2 + X\ kcal/mol$$

Sabendo-se que as entalpias de formação dos compostos envolvidos são a 1 atm e 25 °C (condições-padrão):
$\Delta H(MgO) = -152$ kcal/mol;
$\Delta H(H_2O) = -68$ kcal/mol;
$\Delta H(Mg(OH)_2) = -240$ kcal/mol.

Em relação à reação e o calor envolvido no processo, assinale a alternativa CORRETA.

a) A reação é exotérmica e libera 20 kcal/mol.
b) A reação é endotérmica e o valor de X é 40 kcal/mol.
c) A reação é exotérmica e o valor de X é -40 kcal/mol.
d) A reação é endotérmica e absorve 40 kcal/mol.
e) O magnésio se reduz e libera 20 kcal/mol.

49. Unesp 2024 Analise a tabela, que apresenta valores da entalpia padrão de combustão completa ($\Delta_cH°$) de três substâncias diferentes.

Substância	Fórmula	Produtos da combustão completa	$\Delta_cH°$ de combustão completa (kJ/mol)
Ácido acético	$C_2H_4O_2(\ell)$	$CO_2(g)$ e $H_2O(\ell)$	-874
Carbono	C(s, grafita)	$CO_2(g)$	-394
Hidrogênio	$H_2(g)$	$H_2O(\ell)$	-286

A partir desses valores de entalpia de combustão, é possível calcular a entalpia de formação do ácido acético, que é, em kJ/mol, igual a

a) -486.
b) $+1052$.
c) -1554.
d) -296.
e) $+19{,}4$.

50. IME-RJ 2020 Calcule a variação de entalpia (em J) no processo de decomposição de 600 mg de nitroglicerina ($C_3H_5N_3O_9$) que produz nitrogênio, dióxido de carbono e oxigênio gasosos, além de água líquida.

▶ **Dados:** $\Delta H_f^\circ(C_3H_5N_3O_9(\ell)) = -354$ kJ/mol;
$\Delta H_f^\circ(H_2O(\ell)) = -286$ kJ/mol;
$\Delta H_f^\circ(CO_2(g)) = -394$ kJ/mol.

51. Unicamp-SP Explosão e incêndio se combinaram no terminal marítimo de São Francisco do Sul, em Santa Catarina, espalhando muita fumaça pela cidade e pela região. O incidente ocorreu com uma carga de fertilizante em que se estima tenham sido decompostas 10 mil toneladas de nitrato de amônio. A fumaça branca que foi eliminada durante 4 dias era de composição complexa, mas apresentava principalmente os produtos da decomposição térmica do nitrato de amônio: monóxido de dinitrogênio e água. Em abril de 2013, um acidente semelhante ocorreu em West, Estados Unidos da América, envolvendo a mesma substância. Infelizmente, naquele caso, houve uma explosão, ocasionando a morte de muitas pessoas.

a) Com base nessas informações, escreva a equação química da decomposição térmica que ocorreu com o nitrato de amônio.

b) Dado que os valores das energias-padrão de formação em kJ · mol^{-1} das substâncias envolvidas são nitrato de amônio (−366), monóxido de dinitrogênio (82) e água (−242), o processo de decomposição ocorrido no incidente é endotérmico ou exotérmico? Justifique sua resposta considerando a decomposição em condições-padrão.

52. UFSM-RS 2020 Combustível é uma substância química que libera calor durante uma reação de combustão. A combustão é denominada completa quando esse combustível é oxidado ao máximo. Para se determinar a quantidade de calor liberado em uma combustão completa, faz-se necessário calcular a variação de entalpia de combustão. São dados os calores de formação, a seguir, dos seguintes compostos: $H_f^\circ CO(g) = -110$ kJ/mol, $H_f^\circ CO_2(g) = -394$ e $H_f^\circ H_2O(\ell) = -286$ kJ/mol.
Partindo-se de 180 g de uma mistura combustível, sendo a quantidade em mol do $H_2(g)$ quatro vezes a quantidade do CO(g), quando completamente queimada, liberará:

a) 2 850 kJ/mol.
b) 7 140 kJ/mol.
c) 7 690 kJ/mol.
d) 11 400 kJ/mol.
e) 13 783 kJ/mol.

53. IME-RJ Em função do calor de formação do dióxido de carbono ($\Delta H_{f,\,CO_2}^\circ$), do calor de formação do vapor d'água ($\Delta H_{f,\,H_2O(g)}^\circ$) e do calor da combustão completa de uma mistura de metano e oxigênio, em proporção estequiométrica (ΔHr), deduza a expressão do calor de formação do metano ($\Delta H_{f,\,CH_4}^\circ$).

54. UEPG-PR A seguir, são apresentadas as equações (I) de combustão do etanol; (II) de combustão do etileno; e (III) de obtenção do etanol a partir do etileno sob condições adequadas.

I. $C_2H_5OH(\ell) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(\ell)$
$\Delta H = -1\,368$ kJ/mol

II. $C_2H_4(g) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 2\ H_2O(\ell)$
$\Delta H = -1\,410$ kJ/mol

III. $C_2H_4(g) + H_2O(\ell) \rightarrow C_2H_5OH(\ell)$

Com relação a essas reações, assinale o que for correto.

01 As reações (I) e (II) são exotérmicas.
02 Nas reações (I) e (II), o valor da entalpia dos produtos é menor que a dos reagentes.
04 Segundo a Lei de Hess, utilizando-se as equações (I) e (II) é possível calcular a entalpia da reação do etanol a partir do etileno, de acordo com a equação (III).
08 O ΔH da reação (III) é de −42 kJ/mol.
16 Sabendo-se que a entalpia de formação da H_2O é de −286 kJ/mol e que a do C_2H_4 é 52 kJ/mol, a entalpia de formação do C_2H_5OH é de −276 kJ/mol.

Soma:

55. Ufes A equação a seguir representa um grande problema causado pela poluição atmosférica: a desintegração lenta e gradual que ocorre nas estátuas e monumentos de mármore ($CaCO_3$), exercida pelo ácido sulfúrico formado pela interação entre SO_2, o oxigênio do ar e a umidade.

$CaCO_3(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow CaSO_4(s) + H_2O(\ell) + CO_2(g)$

Calor de Formação (kJ/mol, 25 °C e 1 atm)	$CaCO_3$	H_2SO_4	$CaSO_4$	H_2O	CO_2	CaO
	−1207	−813,8	−1 434,5	−286	−393,5	−635,5

De acordo com os dados apresentados,

a) determine a variação de entalpia da reação entre o ácido e o calcário ($CaCO_3$);
b) escreva a equação da reação de decomposição do carbonato de cálcio ($CaCO_3$);
c) determine a entalpia de decomposição do carbonato de cálcio ($CaCO_3$);
d) calcule a quantidade máxima de gesso ($CaSO_4$) que pode ser formada pela reação de 44,8 litros de $SO_2(g)$ lançado na atmosfera, nas CNTP.

Entalpia de ligação

56. Udesc 2016 A Termoquímica estuda a energia e o calor associados a reações químicas e/ou transformações físicas de substâncias ou misturas. Com relação a conceitos, usados nessa área da química, assinale a alternativa **incorreta**.

a) A quebra de ligação química é um processo endotérmico. Já a formação de ligações são processos exotérmicos. Dessa forma, a variação de entalpia para uma reação química vai depender do balanço energético entre quebra e formação de novas ligações.
b) A variação de energia que acompanha qualquer transformação deve ser igual e oposta à energia que acompanha o processo inverso.
c) A entalpia H de um processo pode ser definida como o calor envolvido no mesmo, medido à pressão constante. A variação de entalpia do processo permite classificá-lo como endotérmico, quando absorve energia na forma de calor, ou exotérmico, quando libera energia.
d) O fenômeno de ebulição e o de fusão de uma substância são exemplos de processos físicos endotérmicos.
e) A lei de Hess afirma que a variação de energia deve ser diferente, dependendo se um processo ocorrer em uma ou em várias etapas.

Texto para a questão **57**.

Apesar de todos os esforços para se encontrar fontes alternativas de energia, estima-se que em 2030 os combustíveis fósseis representarão cerca de 80% de toda a energia utilizada. Alguns combustíveis fósseis são: carvão, metano e petróleo, do qual a gasolina é um derivado.

57. Unicamp-SP No funcionamento de um motor, a energia envolvida na combustão do n-octano promove a expansão dos gases e também o aquecimento do motor. Assim, conclui-se que a soma das energias envolvidas na formação de todas as ligações químicas é
a) maior que a soma das energias envolvidas no rompimento de todas as ligações químicas, o que faz o processo ser endotérmico.
b) menor que a soma das energias envolvidas no rompimento de todas as ligações químicas, o que faz o processo ser exotérmico.
c) maior que a soma das energias envolvidas no rompimento de todas as ligações químicas, o que faz o processo ser exotérmico.
d) menor que a soma das energias envolvidas no rompimento de todas as ligações químicas, o que faz o processo ser endotérmico.

58. Enem PPL 2019 O gás hidrogênio é considerado um ótimo combustível — o único produto da combustão desse gás é o vapor de água, como mostrado na equação química.

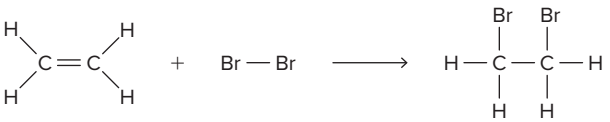
$$2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(g)$$

Um cilindro contém 1 kg de hidrogênio e todo esse gás foi queimado. Nessa reação, são rompidas e formadas ligações químicas que envolvem as energias listadas no quadro.

Ligação química	Energia de ligação (kJ/mol)
H—H	437
H—O	463
O=O	494

Massas molares (g/mol): $H_2 = 2$; $O_2 = 32$; $H_2O = 18$. Qual é a variação da entalpia, em quilojoule, da reação de combustão do hidrogênio contido no cilindro?
a) −242 000.
b) −121 000.
c) −2 500.
d) +110 500.
e) +234 000.

59. UEG-GO 2024 A adição do bromo molecular, $Br_2(\ell)$, a uma molécula de um alceno é ativada na presença de luz e produz um di-brometo vicinal, isto é, uma molécula com dois átomos de bromo, localizados em átomos de carbono vizinhos. Dessa forma, considere a reação de adição do bromo molecular, $Br_2(\ell)$, ao eteno, $C_2H_4(g)$, produzindo o 1,2-dibromoetano, $C_2H_4Br_2(\ell)$, conforme mostra a seguinte reação



O quadro a seguir apresenta as energias de ligação para a reação previamente representada.

Ligação	Energia (kJ/mol)
H—C	413,4
C=C	614,2
Br—Br	192,8
C—C	346,8
C—Br	280,7

A partir da reação, representada previamente, e dos valores de energia das ligações, apresentadas no quadro, o ΔH da reação é:
a) −101,2 kJ/mol
b) +101,2 kJ/mol
c) +165,34 kJ/mol
d) −179,5 kJ/mol
e) +179,5 kJ/mol

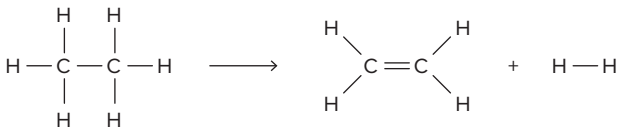
60. UFG-GO A tabela a seguir apresenta os valores de energia de ligação para determinadas ligações químicas.

Ligação	Energia (kcal/mol)
C—C	83
C—H	100
C—O	85
O—H	110

Para as moléculas de etanol e butanol, os valores totais da energia de ligação (em kcal/mol) destas moléculas são, respectivamente, iguais a:
a) 861 e 1 454.
b) 668 e 1 344.
c) 668 e 1 134.
d) 778 e 1 344.
e) 778 e 1 134.

61. **UFSM-RS** Uma alimentação saudável, com muitas frutas, traz incontáveis benefícios à saúde e ao bem-estar. Contudo, a ingestão de fruta verde deixa um sabor adstringente na boca. Por isso, o gás eteno é utilizado para acelerar o amadurecimento das frutas, como a banana.

Industrialmente, o eteno é obtido pela desidrogenação do etano, em altas temperaturas (500 °C) e na presença de um catalisador (óxido de vanádio), conforme mostrado na reação a seguir.



$\Delta H = +124\ kJ\ mol^{-1}$

Energia de ligação (kJ · mol^{-1})	
Ligação	**Energia**
C—H	412
C—C	348
C=C	612

O valor absoluto da energia de ligação H—H em kJ · mol^{-1} é, aproximadamente,

a) 124.
b) 436.
c) 684.
d) 872.
e) 1 368.

62. **UFRGS** A reação de cloração do metano, em presença de luz, é mostrada a seguir.

$$CH_4 + C\ell_2 \rightarrow CH_3C\ell + HC\ell \quad \Delta H = -25\ kcal \cdot mol^{-1}$$

Considere os dados de energia das ligações a seguir.

$$C—H = 105\ kcal \cdot mol^{-1}$$
$$C\ell—C\ell = 58\ kcal \cdot mol^{-1}$$
$$H—C\ell = 103\ kcal \cdot mol^{-1}$$

A energia da ligação C—Cℓ no composto $CH_3C\ell$ é

a) 33 kcal · mol^{-1}.
b) 56 kcal · mol^{-1}.
c) 60 kcal · mol^{-1}.
d) 80 kcal · mol^{-1}.
e) 85 kcal · mol^{-1}.

63. **Unesp 2025** A hidrazina (N_2H_4), substância utilizada como propelente de foguetes, sofre combustão conforme a equação:

$$N_2H_4 + O_2 \rightarrow N_2 + 2\ H_2O$$

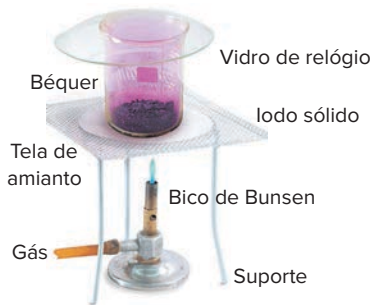
A tabela apresenta alguns valores de entalpias de ligação envolvidas nessa reação.

Ligação	Entalpia (kJ/mol)
N—H	391
N≡N	949
N—N	163
O=O	497
H—O	463

Utilizando os dados tabelados, calcula-se que a combustão de 1 mol de hidrazina irá liberar

a) 949 kJ.
b) 1 727 kJ.
c) 577 kJ.
d) 2 224 kJ.
e) 2 801 kJ.

64. **FMJ-SP 2020** O iodo (I_2) é uma substância sólida à temperatura ambiente que, quando aquecida, produz vapores de cor violeta característica, e, quando em solução aquosa, possui coloração marrom. O iodo é utilizado, por exemplo, na pesquisa de presença de ligações duplas em moléculas orgânicas. A figura mostra a mudança de estado representada pela equação $I_2(s) \rightarrow I_2(g)$.



(novaescola.org.br)

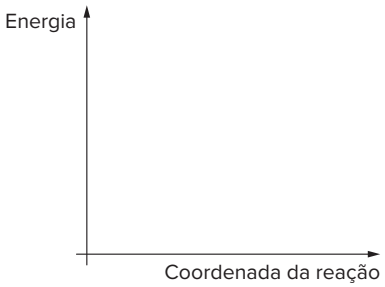
Considere as energias de ligação apresentadas na tabela:

Ligação	Energia de ligação (kJ/mol)
C—C	347
C=C	614
C—H	413
C—I	241
I—I	x

a) Qual o nome da mudança de estado ilustrada na figura? Qual o tipo de ligação rompida nessa mudança de estado?
b) Utilizando o sistema de eixos cartesianos a seguir, esboce um gráfico que represente a variação de entalpia para a reação entre I_2 e propeno ($H_2C=CH—CH_3$), indicando a variação de entalpia ocorrida. Considerando a equação a seguir, calcule o valor da energia de ligação para o I_2.

FRENTE 3

$$H_2C{=}CH{-}CH_3 + I_2 \rightarrow H_2CI{-}CHI{-}CH_3$$
$$\Delta H = -64\ kJ/mol$$



65. UCS-RS 2016 O 1,2-dicloroetano ocupa posição de destaque na indústria química americana. Trata-se de um líquido oleoso e incolor, de odor forte, inflamável e altamente tóxico. É empregado na produção do cloreto de vinila que, por sua vez, é utilizado na produção do PVC, matéria-prima para a fabricação de dutos e tubos rígidos para água e esgoto.

A equação química que descreve, simplificadamente, o processo de obtenção industrial do 1,2-dicloroetano a partir da reação de adição de gás cloro ao eteno, encontra-se representada a seguir.

$$C_2H_4(g) + C\ell_2(g) \rightarrow C_2H_4C\ell_2(\ell)$$

Disponível em: http://laboratorios.cetesb.sp.gov.br/wp-content/uploads/sites/47/2013/11/dicloroetano.pdf. Acesso em: 3 set. 15. (Adaptado.)

Dados:

Ligação	Energia de ligação (kJ/mol)
C—H	413,4
C—Cℓ	327,2
C—C	346,8
C=C	614,2
Cℓ—Cℓ	242,6

A variação de entalpia da reação anterior é igual a

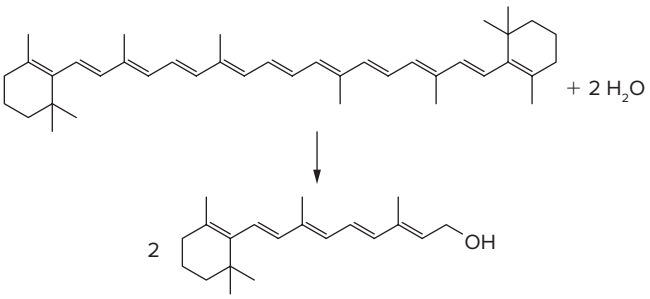
a) −144,4 kJ/mol.
b) −230,6 kJ/mol.
c) −363,8 kJ/mol.
d) +428,2 kJ/mol.
e) +445,0 kJ/mol.

66. FGV-SP 2024 Além de nutritiva, a cenoura pode trazer um efeito de bronzeado ao corpo, como pregam as gurus de beleza do TikTok. Uma das *influencers* afirma em vídeo, com mais de 3 milhões de visualizações, que come até três cenouras inteiras por dia.

Mas afinal, funciona? A resposta é sim. Contudo, não exatamente como um bronzeado, mas criando um tom alaranjado na pele. Por trás da "mágica", está o betacaroteno, um pigmento carotenoide antioxidante, presente na cenoura que é convertido pelo corpo em vitamina A.

Adaptado de: https://oglobo.globo.com/saude/noticia/2023/08/09/mulher-viralizacomendo-3-cenouras-por-dia-para-manter-o-bronzeado-mas-funciona-especialistas-respondem.ghtml. Acesso em 10/08/2023.

Analise a reação de conversão do betacaroteno em vitamina A:



A tabela a seguir apresenta valores de energias das ligações:

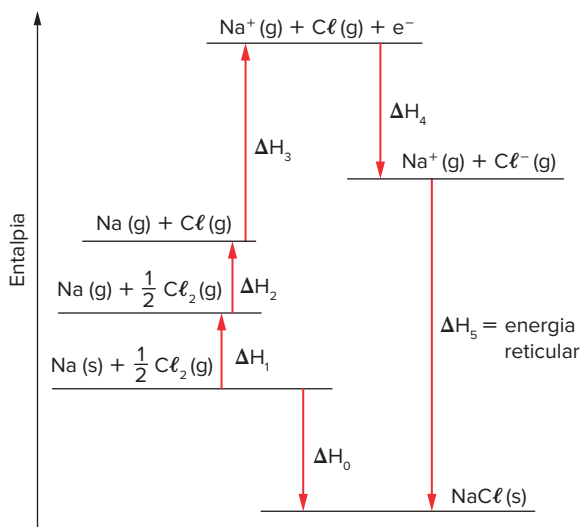
Ligação	C—H	C—O	C=C	O—H
kJ · mol^{-1}	413	353	614	463

Utilizando os valores das energias das ligações fornecidos na tabela, a entalpia envolvida na reação apresentada de transformação do betacaroteno em vitamina A, em kJ · mol^{-1}, é:

a) 672 **c)** 5 **e)** 331
b) 8 **d)** 164

67. Unesp 2022 A variação de entalpia, associada à formação de um cristal iônico sólido a partir de seus íons no estado gasoso, é conhecida como energia reticular. Essa energia é difícil de ser medida diretamente, mas pode ser calculada de forma indireta, utilizando-se a Lei de Hess, a partir de outras transformações, cuja variação de entalpia é conhecida. Esse caminho para a determinação da energia reticular é conhecido como ciclo de Born-Haber. O diagrama a seguir mostra as etapas desse ciclo para o cloreto de sódio (NaCℓ).

Ciclo de Born-Haber para o cloreto de sódio.



Nesse diagrama, a sublimação do sódio metálico, a primeira energia de ionização do elemento sódio e a afinidade eletrônica do elemento cloro correspondem, respectivamente, aos valores de

a) ΔH_2, ΔH_3 e ΔH_4.
b) ΔH_1, ΔH_0 e ΔH_5.
c) ΔH_1, ΔH_4 e ΔH_3.
d) ΔH_2, ΔH_4 e ΔH_3.
e) ΔH_1, ΔH_3 e ΔH_4.

68. PUC-SP 2016

Dados: Entalpia de formação padrão do O_3: 143 kJ · mol^{-1}.
Entalpia de ligação O═O: 498 kJ · mol^{-1}.

$$NO(g) + O_3(g) \rightarrow NO_2(g) + O_2(g) \quad \Delta H^\circ = -200 \text{ kJ}$$

Diversas reações ocorrem na atmosfera devido à ação da luz solar e à presença de poluentes. Uma das reações relevantes é a decomposição do dióxido de nitrogênio em óxido nítrico e oxigênio atômico.

$$NO_2(g) \rightarrow NO(g) + O(g)$$

A partir dos dados é possível concluir que essa reação é
a) endotérmica, absorvendo 306 kJ a cada mol de NO_2 decomposto.
b) endotérmica, absorvendo 441 kJ a cada mol de NO_2 decomposto.
c) exotérmica, absorvendo 306 kJ a cada mol de NO_2 decomposto.
d) exotérmica, liberando 441 kJ a cada mol de NO_2 decomposto.

69. EsPCEx-SP 2024 A hidrogenação do propeno, sob adequadas condições reacionais e uso de catalisador, é utilizada na indústria petroquímica para obtenção do propano. Considere a tabela de energias de ligação a seguir:

Tipo de ligação	kJ mol^{-1}
C═C	614
C—C	347
C—H	413
H—H	436

Considerando a hidrogenação completa de 1 mol de propeno, o valor estimado da variação de entalpia dessa reação é de
a) −123 kJ
b) +290 kJ.
c) −390 kJ
d) +224 kJ
e) −657 kJ

70. UFTM-MG Considere os dados da tabela nas condições-padrão, em kJ/mol de produto.

	Valor de entalpia
combustão do hidrogênio molecular gasoso produzindo água líquida	−286
atomização do hidrogênio molecular gasoso	+218
atomização do oxigênio molecular diatômico	+248

A partir desses dados, calcule, em kJ/mol,
a) o ΔH de formação de água líquida a partir de átomos H e O isolados.
b) a energia de ligação O═O.

Leis da termodinâmica química

71. Uece 2017 O conceito de entropia está intimamente associado à definição de espontaneidade de uma reação química, através da segunda lei da termodinâmica, embora não seja suficiente para caracterizá-la. Considerando os sistemas apresentados a seguir, assinale aquele em que há aumento de entropia.
a) Liquefação da água.
b) Síntese da amônia.
c) Reação do hidrogênio gasoso com oxigênio gasoso para formar água líquida.
d) Dissolução do nitrato de potássio em água.

72. UFRGS 2023 Fermento químico à base de bicarbonato de sódio é muito utilizado na culinária na preparação de bolos, panquecas, biscoitos entre outras iguarias. A reação química responsável pelo "crescimento da massa", através da liberação de gás carbônico, é apresentada abaixo.

$$NaHCO_3(s) + H^+(aq) \rightarrow Na^+(aq) + H_2O(\ell) + CO_2(g)$$

$$\Delta H = +28 \text{ kJ mol}^{-1} \quad \Delta S = +241 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

Considere as afirmações abaixo, sobre a reação.
I. O aumento da entropia é devido à formação de $CO_2(g)$.
II. A reação tem maior tendência a ocorrer em baixas temperaturas.
III. A energia livre da reação à temperatura ambiente (25 °C) é de aproximadamente −22 kJ mol^{-1}.

Quais estão corretas?
a) Apenas I.
b) Apenas II.
c) Apenas I e III.
d) Apenas II e III.
e) I, II e III.

73. Uece 2025 Sejam as afirmações I, II, III e IV relacionadas às equações termoquímicas.
I. As equações termoquímicas são usadas para representar os processos que envolvem troca de calor, que podem ser endotérmicos ou exotérmicos.
II. Nas equações termoquímicas, é importante indicar todos os fatores que podem interferir no valor da entalpia, ou seja, no conteúdo de energia das misturas.
III. O aspecto mais importante das equações termoquímicas é a variação de entropia, pois é ela que identifica a quantidade de calor que foi perdida ou ganha na forma de temperatura.
IV. Nas equações termoquímicas, observa-se que, quando um processo é inverso ao outro, o valor da variação de entalpia é o mesmo, porém com sinais opostos.

São verdadeiras as afirmações
a) I e II, apenas.
b) II e III, apenas.
c) I e IV, apenas.
d) III e IV, apenas.

74. **Uece 2024** Considerando que o calor latente de fusão do gelo é 80 cal/g, é correto dizer que a variação de entropia que ocorre na fusão de 2 kg de gelo é, aproximadamente,

a) +586,00 cal/K.
b) −586,00 cal/K.
c) +293,0 cal/K.
d) −293,0 cal/K.

75. **ITA-SP 2017** Em relação às funções termodinâmicas de estado de um sistema, assinale a proposição ERRADA.

a) A variação de energia interna é nula na expansão de *n* mols de um gás ideal a temperatura constante.
b) A variação de energia interna é maior do que zero em um processo endotérmico a volume constante.
c) A variação de entalpia é nula em um processo de várias etapas em que os estados inicial e final são os mesmos.
d) A variação de entropia é maior do que zero em um processo endotérmico a pressão constante.
e) A variação de entropia é nula quando *n* mols de um gás ideal sofrem expansão livre contra pressão externa nula.

76. **UFPR** A reação de termita, esquematizada, é uma importante reação fortemente exotérmica, explorada nas mais diversas aplicações, desde experimentos didáticos à utilização como solda em grandes peças metálicas.

$$Fe_2O_3(s) + 2\ A\ell(s) \rightarrow A\ell_2O_3(s) + Fe(s)$$

a) Ao misturar os reagentes dessa reação, qual a massa necessária de alumínio para reagir com 16 g de Fe_2O_3?
b) Calcule a variação de energia livre da reação de termita a 1 600 °C.

Dados: M (g · mol^{-1}): Aℓ = 27; Fe = 56; O = 16.

Reação	ΔG_T = 1600 °C (kJ · mol^{-1})
$\frac{4}{3}A\ell + O_2 \rightarrow \frac{2}{3}A\ell_2O_3$	−800
$2\ Fe + O_2 \rightarrow 2\ FeO$	−325
$6\ FeO + O_2 \rightarrow 2\ Fe_3O_4$	−168
$4\ Fe_3O_4 + O_2 \rightarrow 6\ Fe_2O_3$	−90

77. **IME-RJ 2022** Uma reação entre dois líquidos A e B produz dois compostos gasosos C e D, de acordo com a estequiometria A + B → C + D. Se conduzida a pressão e temperatura constantes, pode-se afirmar que:

a) a reação será sempre espontânea, se for endotérmica.
b) a reação será sempre espontânea, se for exotérmica.
c) a reação será sempre espontânea, independentemente de ser exotérmica ou endotérmica.
d) a reação nunca será espontânea, independentemente de ser exotérmica ou endotérmica.
e) não há como prever a espontaneidade da reação, mesmo que informações adicionais sobre o calor de reação estejam disponíveis.

78. **IME-RJ 2016** Um sistema *A* transfere, naturalmente, uma determinada quantidade de energia, na forma de calor, para um sistema *B*, que envolve totalmente *A*. Assinale a única alternativa correta.

a) A entropia do Universo decrescerá.
b) A entropia do sistema *A* crescerá.
c) O aumento da entropia do sistema *B* será maior do que o decréscimo da entropia do sistema *A*.
d) O aumento da entropia do sistema *B* será menor do que o decréscimo da entropia do sistema *A*.
e) O aumento da entropia do sistema *B* será necessariamente igual ao decréscimo da entropia do sistema *A*.

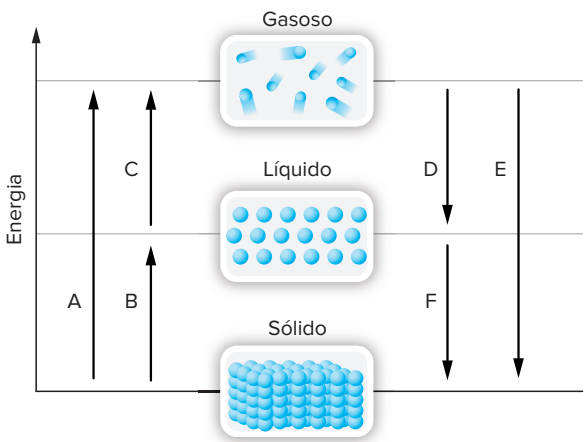
79. **IME-RJ** Considere as supostas variações de entropia (ΔS) nos processos a seguir:

I. Cristalização do sal comum (ΔS > 0)
II. Sublimação da naftalina (ΔS > 0)
III. Mistura de água e álcool (ΔS < 0)
IV. ferro(s) $\xrightarrow{\text{fusão}}$ ferro(ℓ) (ΔS > 0)
V. ar $\xrightarrow{\text{compressão}}$ ar comprimido (ΔS < 0)

As variações de entropia indicadas nos processos que estão corretas são:

a) I, III e IV.
b) III, IV e V.
c) II, III e V.
d) I, II e IV.
e) II, IV e V.

80. **UFSC 2022** A figura abaixo ilustra os processos de mudança de estado físico de uma substância.



Sobre o tema, é correto afirmar que:

01 no diagrama, as setas B e C representam, respectivamente, as transformações conhecidas como fusão e vaporização.
02 a sublimação, representada pela seta A, consiste na passagem de uma substância do estado sólido para o gasoso.
04 a condensação da água, que resulta na formação de chuva, relaciona-se ao processo de vaporização, representado pela seta E.

08 as setas D, E e F representam transformações endotérmicas.

16 no processo de condensação, a passagem de uma substância do estado gasoso para o líquido implica redução na entropia do sistema.

32 os processos representados pelas setas B e E explicam a geração de vapor observada ao aquecer uma panela contendo água.

Soma:

81. **ITA-SP 2016** Considere a expansão de um gás ideal inicialmente contido em um recipiente de 1 L sob pressão de 10 atm. O processo de expansão pode ser realizado de duas maneiras diferentes, ambas à temperatura constante:

I. Expansão em uma etapa, contra a pressão externa constante de 1 atm, levando o volume final do recipiente a 10 L.

II. Expansão em duas etapas: na primeira, o gás expande contra a pressão externa constante de 5 atm até atingir um volume de 2 L; na segunda etapa, o gás expande contra uma pressão constante de 1 atm atingindo o volume final de 10 L.

Com base nestas informações, assinale a proposição CORRETA.

a) O trabalho realizado pelo gás é igual nos dois processos de expansão.

b) O trabalho realizado no primeiro processo é metade do trabalho realizado no segundo processo.

c) A variação da energia interna do gás é igual em ambos os processos.

d) A variação da energia interna do gás no primeiro processo é metade da do segundo processo.

e) O calor trocado pelo gás é igual em ambos os processos.

82. **ITA-SP** Uma reação química hipotética é representada pela seguinte equação: $X(g) + Y(g) \rightarrow 3\ Z(g)$. Considere que esta reação seja realizada em um cilindro provido de um pistão, de massa desprezível, que se desloca sem atrito, mantendo-se constantes a pressão em 1 atm e a temperatura em 25 °C. Em relação a este sistema, são feitas as seguintes afirmações:

I. O calor trocado na reação é igual à variação de entalpia.

II. O trabalho realizado pelo sistema é igual a zero.

III. A variação da energia interna é menor do que a variação da entalpia.

IV. A variação da energia interna é igual a zero.

V. A variação da energia livre de Gibbs é igual à variação de entalpia.

Então, das afirmações anteriores, estão CORRETAS

a) apenas I, II e IV.

b) apenas I e III.

c) apenas II e V.

d) apenas III e IV.

e) apenas III, IV e V.

83. **ITA-SP** Considere as reações representadas pelas seguintes equações químicas:

I. $C(s) + 2\ H_2(g) \rightarrow CH_4(g)$

II. $N_2O(g) \rightarrow N_2(g) + \frac{1}{2}\ O_2(g)$

III. $2\ NI_3(s) \rightarrow N_2(g) + 3\ I_2(g)$

IV. $2\ O_3(g) \rightarrow 3\ O_2(g)$

Assinale a opção que apresenta a(s) reação(ões) química(s) na(s) qual(is) há uma variação negativa de entropia.

a) Apenas I.

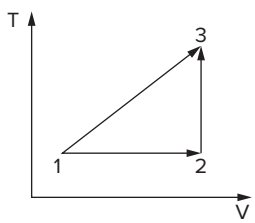
b) Apenas II e IV.

c) Apenas II, III e IV.

d) Apenas III.

e) Apenas IV.

84. **ITA-SP** O diagrama temperatura (T) *versus* volume (V) representa hipoteticamente as transformações pelas quais um gás ideal no estado 1 pode atingir o estado 3. Sendo ΔU a variação de energia interna e q a quantidade de calor trocado com a vizinhança, assinale a opção com a afirmação ERRADA em relação às transformações termodinâmicas representadas no diagrama.



a) $|\Delta U_{12}| = |q_{12}|$

b) $|\Delta U_{13}| = |\Delta U_{23}|$

c) $|\Delta U_{23}| = |q_{23}|$

d) $|\Delta U_{23}| = |\Delta U_{12}|$

e) $q_{23} > 0$

85. **ITA-SP** Considere as seguintes afirmações a respeito da variação, em módulo, da entalpia (ΔH) e da energia interna (ΔU) das reações químicas, respectivamente representadas pelas equações químicas a seguir, cada uma mantida a temperatura e pressão constantes:

I. $H_2O(g) + \frac{1}{2}\ O_2(g) \rightarrow H_2O_2(g);\ (\Delta H_I) > (\Delta U_I)$

II. $4\ NH_3(g) + N_2(g) \rightarrow 3\ N_2H_4(g);\ (\Delta H_{II}) < (\Delta U_{II})$

III. $H_2(g) + F_2(g) \rightarrow 2\ HF(g);\ (\Delta H_{III}) > (\Delta U_{III})$

IV. $HC\ell(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow HC\ell O_4(\ell);\ (\Delta H_{IV}) < (\Delta U_{IV})$

V. $CaO(s) + 3\ C(s) \rightarrow CO(g) + CaC_2(s);\ (\Delta H_V) > (\Delta U_V)$

Das afirmações anteriores, estão CORRETAS

a) apenas I, II e V.

b) apenas I, III e IV.

c) apenas II, IV e V.

d) apenas III e V.

e) todas.

86. **UEM-PR 2019** Sobre processos espontâneos e o conceito de entropia, assinale o que for correto.

01 Processos em que a desordem de um sistema isolado diminui tendem a ocorrer espontaneamente.

02 O gelo funde-se espontaneamente em um ambiente com temperatura acima de seu ponto de fusão, de forma que uma estrutura sólida relativamente ordenada é substituída por uma estrutura líquida mais desordenada.

04 Sais, como o cloreto de potássio (KCℓ), dissolvem-se espontaneamente em água, produzindo íons que podem se movimentar na solução, passando para uma situação mais desordenada e aleatória do que tinham em seu estado cristalino.

08 No processo de ebulição da água a 100 °C e a 1 atm de pressão, as moléculas de H_2O no estado gasoso estão mais desordenadas que as moléculas de H_2O no estado líquido, configurando um aumento de entropia do sistema.

16 A entropia é uma função de estado, e sua variação, devido a um processo termodinâmico, depende apenas do estado inicial e do estado final do sistema.

Soma:

BNCC em foco

EM13CNT101

1. Um parâmetro importante nos processos industriais é o controle do uso de substâncias ao longo das etapas produtivas. Suponha que um processo industrial use peróxido de hidrogênio como reagente, na taxa de 1 mol/min, e que essa substância seja obtida pela reação a seguir.

$$H_2O(\ell) + \frac{1}{2}\ O_2(g) \rightarrow H_2O_2(\ell) \qquad \Delta H = 98\ kJ/mol$$

Considerando que, nesse processo, a energia necessária para a obtenção do peróxido de hidrogênio é fornecida pela combustão de etanol, calcule a massa aproximada desse combustível usada, por minuto, pela indústria.

▶ **Dados:** $\Delta H_{comb,\ etanol} = -1367$ kJ/mol e massa molar do etanol: 46 g/mol.

EM13CNT101

2. O gás acetileno, C_2H_2, é utilizado como combustível de maçaricos para soldagem. As equações a seguir representam a reação do carbeto de cálcio com a água, para a formação de acetileno e a reação de combustão do acetileno.

$$CaC_2(s) + 2\ H_2O(\ell) \rightarrow Ca(OH)_2(s) + C_2H_2(g)$$

$$2\ C_2H_2(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 2\ H_2O(g)$$

Suponha que durante o processo de soldagem de uma peça metálica, seja necessário utilizar uma quantidade de energia equivalente a 52 000 kJ/hora e que essa energia seja gerada pela queima do acetileno. Quantos gramas de carbeto de cálcio são necessários para gerar acetileno suficiente para 1 hora de solda?

▶ **Dados:** entalpia de formação (kJ/mol): $CaC_2(s)$: −60, $H_2O(\ell)$: −286, $Ca(OH)_2(s)$: −985, $C_2H_2(g)$: +227 e $CO_2(g)$: −393,5; massas molares: H = 1 u, C = 12 u, O = 16 u e Ca = 40 u.
Considere que as duas reações ocorrem com 100% de rendimento.

EM13CNT205

3. Uma empresa química resolveu propor um novo processo na produção de ácido clorídrico, sintetizando a substância a partir dos gases $H_2(g)$ e $C\ell_2(g)$, e, para isso, é necessário contratar um químico. Suponha que você seja o candidato com mais chances de conseguir a vaga. A empresa pergunta a você qual dos seguintes equipamentos ela deve comprar para sintetizar o $HC\ell(g)$ sem causar danos na linha de produção: um aquecedor ou um refrigerador para o reator (que é o compartimento onde ocorrerá a reação de formação do $HC\ell(g)$).
Os dados que você possui são:

Substância	Energia de ligação (kJ/mol)
$H_2(g)$	436
$C\ell_2(g)$	243
$HC\ell(g)$	432

Qual equipamento deve ser comprado pela empresa?